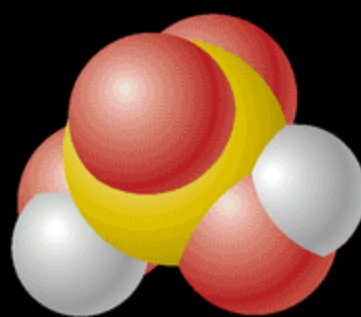
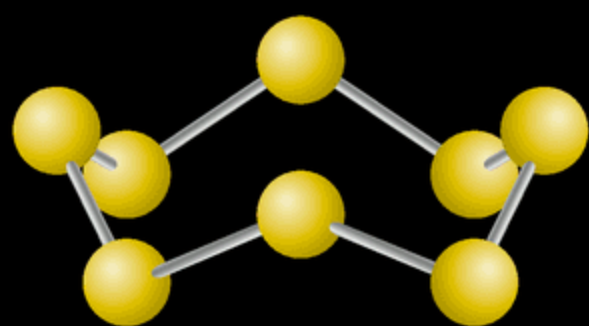
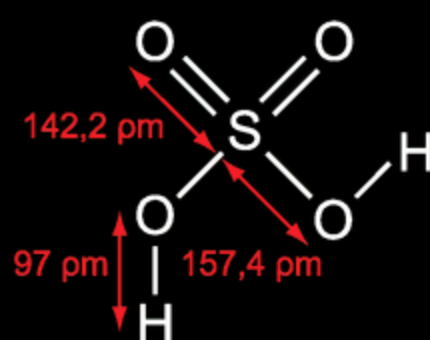
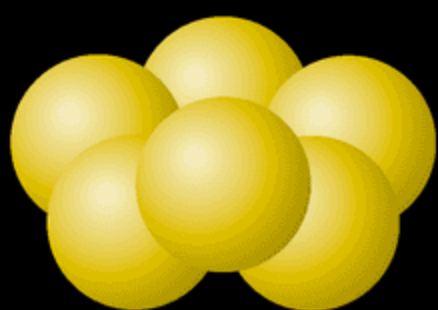
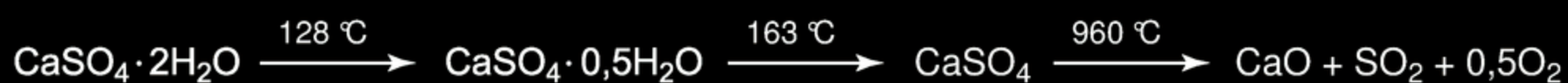
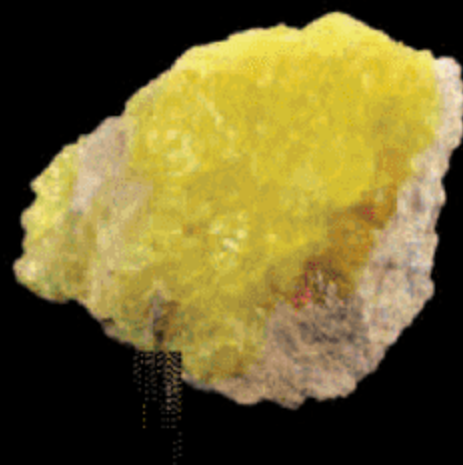
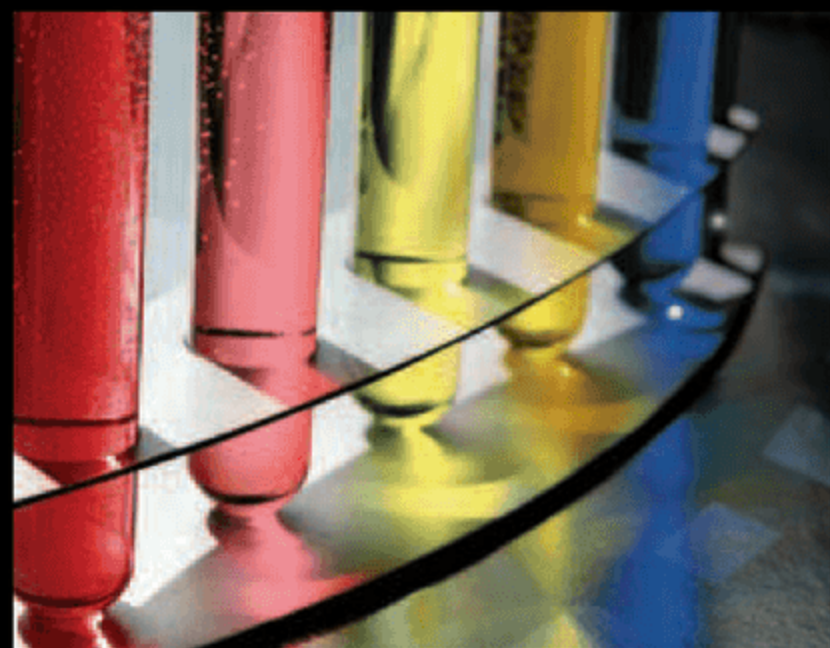


# Bendroji ir neorganinė CHEMIJA



XII  
KLASEI



ALGIRDAS ŠULČIUS

# C Bendroji ir neorganinė CHEMIJA

VADOVĖLIS

**XII**

K L A S Ė I



ŠVIESA KAUNAS



UDK 54(075.3)

Šu25

Recenzavo dr. DAIVA BIGELIENĖ,  
mokytoja metodininkė AUŠRA GUTAUSKAITĖ  
Redaktorė SIGITA ADOMAVIČIENĖ  
Dailininkės VYTAUTĖ ZOVIEIENĖ, DALIA DAPKUTĖ

Vadovėlis atitinka kalbos taisyklingumo reikalavimus

Pirmasis leidimas 2011 2010

Visi šio leidimo papildomi tiražai yra be pakeitimų ir galioja.  
Pirmasis skaičius rodo paskutinius leidinio tiražavimo metus.

**Algirdas Šulčius**  
**BENDROJI IR NEORGANINĖ CHEMIJA**  
Vadovėlis XII klasei

*Dailininkės Vytautė Zovienė, Dalia Dapkutė*  
*Redaktorė Sigita Adomavičienė*  
*Viršelis Irmos Gineikienės*

Tir. 6000 egz. Leid. Nr. 17 085. Užsak. Nr. 372.  
Uždaroji akcinė bendrovė leidykla „Šviesa“,  
E. Ožeškienės g. 10, LT-44252 Kaunas.  
El. p. mail@sviesa.lt  
Interneto puslapis <http://www.sviesa.lt>  
Spausdino AB „Aušra“,  
Vytauto pr. 23, LT-44352 Kaunas.  
Sutartinė kaina

ISBN 978-5-430-05547-9

© Algirdas Šulčius, 2010  
© Leidykla „Šviesa“, 2010

# Turiny

---

PRATARMĖ .....	6
IVADAS .....	8
Chemijos objektas ir aplinka .....	8
Mokslinis pažinimo procesas .....	10
<b>1. ATOMO SANDARA .....</b>	<b>12</b>
1.1. Masės tvermės dėsnis. Energijos tvermės ir virsmo dėsnis .....	15
1.2. Elektronų apvalkalas .....	17
1.3. Kvantiniai skaičiai .....	19
1.4. Elektronų konfigūracija atomuose .....	21
<b>2. PERIODINĖ ELEMENTŲ SISTEMA, ELEMENTŲ IR JŲ JUNGINIŲ SAVYBIŲ KITIMAS .....</b>	<b>25</b>
2.1. Periodinės elementų sistemos sudarymo istorija .....	25
2.2. Dabartinė periodinė cheminių elementų sistema .....	28
2.3. Atomų ir jonų spinduliai .....	33
2.4. Oksidacijos laipsnis .....	35
2.5. Elektrinis neigiamumas .....	37
2.6. Hidridų savybių kitimo dėsningumai .....	38
2.7. Oksidų ir deguoninių rūgščių savybių kitimo dėsningumai .....	41
2.8. Valentingumas .....	44
<b>3. CHEMINIS RYŠYS .....</b>	<b>47</b>
3.1. Joninis ryšys .....	48
3.2. Kovalentinis ryšys .....	49
3.3. Koordinacinis (donorinis-akceptorinis) ryšys .....	52
3.4. Metališkasis ryšys .....	53
<b>4. TARPMOLEKULINĖS SĄVEIKOS JĖGOS .....</b>	<b>57</b>
Vandenilinis ryšys .....	57
<b>5. DUJOS, SKYSČIAI IR KIETOSIOS MEDŽIAGOS .....</b>	<b>59</b>
5.1. Dujų dėsniai .....	60
5.2. Tirpalai. Tirpumas .....	62
5.3. Vandeninių tirpalų koncentracijų reiškimo būdai .....	68
5.4. Kietosios medžiagos .....	70
5.5. Šiuolaikinės technologinės medžiagos .....	73
<b>6. CHEMINĖS REAKCIJOS IR JŲ KLASIFIKACIJA .....</b>	<b>78</b>
<b>7. PAGRINDINĖS NEORGANINIŲ JUNGINIŲ KLASĖS .....</b>	<b>86</b>
7.1. Oksidai .....	86
7.2. Hidroksidai .....	90
7.3. Rūgštys .....	91
7.4. Druskos .....	95



<b>8. RŪDOS. METALURGIJA .....</b>	<b>100</b>
<b>9. METALŲ FIZIKINĖS SAVYBĖS .....</b>	<b>104</b>
<b>10. METALŲ CHEMINĖS SAVYBĖS .....</b>	<b>106</b>
10.1. IA grupės metalai .....	111
10.2. IIA grupės metalai .....	113
10.3. Aliuminis .....	116
10.4. Metalų lydiniai .....	118
<b>11. ELEKTROLIZĖ .....</b>	<b>120</b>
11.1. Elektrocheminiai procesai anodo paviršiuje .....	120
11.2. Elektrocheminiai procesai katodo paviršiuje .....	122
11.3. Elektrolizės pavyzdžiai .....	122
<b>12. METALŲ KOROZIJA .....</b>	<b>126</b>
<b>13. VANDUO .....</b>	<b>130</b>
13.1. Vanduo gamtoje .....	130
13.2. Vandens kietumas .....	133
13.3. Vandens minkštinimas .....	134
<b>14. NEMETALAI .....</b>	<b>137</b>
14.1. Vandėnilis .....	139
14.2. VIIA grupės nemetalai .....	141
14.3. Chloras .....	143
14.4. Siera .....	145
14.5. Deguonis .....	148
14.6. Azotas .....	151
14.7. Anglis .....	154
<b>15. MINERALINĖS TRĄŠOS .....</b>	<b>159</b>
<b>16. CHEMINĖ KINETIKA .....</b>	<b>163</b>
16.1. Eksperimentinis reakcijos greičio nustatymas .....	166
16.2. Veikiančiųjų masių dėsnis vykstant homogeninėms reakcijoms .....	168
16.3. Veikiančiųjų masių dėsnis vykstant heterogeninėms reakcijoms .....	169
16.4. Temperatūros įtaka reakcijos greičiui .....	170
16.5. Katalizė ir katalizatoriai .....	172
<b>17. TERMOCHEMIJOS PAGRINDAI .....</b>	<b>177</b>
Maisto produktų energinė vertė (kaloringumas) .....	180
<b>18. CHEMINĖ PUSIAUSVYRA .....</b>	<b>188</b>
Cheminės pusiausvyros poslinkis .....	190
<b>19. ELEKTROLITŲ DISOCIACIJA AR JONIZACIJA .....</b>	<b>194</b>
19.1. Vandens jonizacija ir vandens jonų koncentracijų sandauga .....	199
19.2. Vandėnilio jonų rodiklis pH .....	200
19.3. Indikatoriai .....	201

19.4. pH skaičiavimo pavyzdžiai .....	203
19.5. Jonų reakcijos elektrolitų tirpaluose .....	205
19.6. Neutralizacija .....	206
<b>20. CHEMIJA IR APLINKA .....</b>	<b>209</b>
20.1. Oro tarša .....	209
20.2. Rūgštusis lietus .....	212
20.3. Ozono kiekio mažėjimas .....	214
20.4. Šiltnamio efektas .....	216
20.5. Vandens tarša .....	220
20.6. Dirvožemio tarša .....	223
<b>21. TYRIMŲ DUOMENŲ TIKSLUMAS, PAKLAIDOS IR REIKŠMINIAI SKAITMENYS .....</b>	<b>228</b>
<b>PRIEDAI .....</b>	<b>232</b>
PASIRENKITE EGZAMINUI: SPRENDIMO IR ĮSIVERTINIMO STRUKTŪRINĖS UŽDUOTYS .....	232
UŽDAVINIŲ ATSAKYMAI .....	238
STRUKTŪRINIŲ UŽDUOČIŲ VERTINIMAS .....	239
NEORGANINIŲ MEDŽIAGŲ KOKYBINĖS REAKCIJOS .....	243
METALŲ AKTYVUMO EILĖ .....	246
RŪGŠČIŲ, HIDROKSIDŲ IR DRUSKŲ TIRPUMAS VANDENYJE .....	246



## Pratarmė

„Bendroji ir neorganinė chemija XII klasei“ yra Algirdo Šulčiaus vadovėlio „Organinė chemija XI klasei“ tęsinys. Šiame vadovėlyje toliau mokoma tirti ir atpažinti medžiagas, jas grupuoti pagal sudėtį ir savybes, taip pat numatyti medžiagų savybes, vartojimą, suprasti dėsningumus, paaiškinti cheminius kitimus ir jų priežastis.

Mokomoji medžiaga pateikiama nuo paprastų dalykų pereinant prie sudėtingesnių. Vadovėlio turinys atitinka Pagrindinio ugdymo bendrąsias programas ir išsilavinimo standartus, nors autorius temas nagrinėja plačiau. Pavyzdžiui, supažindindamas su termochemijos pagrindais, aprašo maisto kaloringumo reikšmę ir įtaką žmogaus gyvenimo ekologijai. Vadovėlyje pateikiama šiuolaikinių chemijos žinių ir supažindinama su Lietuvos chemikų laimėjimais įvairiose gyvenimo srityse.

Vadovėlyje plačiai ir išsamiai nagrinėjamas chemijos poveikis aplinkai. Pateikiama daug pavyzdžių, jog ne ji kalta dėl neigiamų vandens, atmosferos ir dirvožemio pokyčių. Aplinkai kenkia ne chemija, bet žmogus. Kiekviena medžiaga gali sukelti ir teigiamų, ir neigiamų padarinių. Autorius daro svarbią išvadą: **NĖRA NUODŲ IR VAISTŲ, YRA TIK JUNGINIŲ KONCENTRACIJA**. Paprastai mokiniams tai sunkiai suvokiama, nes tam reikia gyvenimo patirties, t. y. laiko. Autorius viliasi, kad jaunimo populiariosios muzikos karaliaus Maiklo Džeksono mirtis, perdozavus vaistų, padės anksčiau suprasti tą tiesą.

Vadovėlyje įterpiama skyrelių „Įdomu“, kuriuos perskaite mokytojai ir mokiniai patys galės daryti išvadas. Ypač jų daug skyriuje „Chemija ir aplinka“.

Vadovėlį sudaro įvadas, 21 mokomosios medžiagos tema, struktūrinės užduotys, uždavinių atsakymai, neorganinių medžiagų kokybines reakcijas apibendrinanti lentelė ir kt. Taip sudarytas vadovėlis padės geriau suprasti mokomąją medžiagą. Kiekvienoje temoje ***pasviruoju šriftu spausdinamos įdomybės*** leis plačiau suprasti aiškinamą temą. ***Motyvuotiems mokiniams informacija pateikiama pilkame fone. Apibrėžtys, svarbesnės mintys, sąvokos išskiriamos pasviruoju pusjuodžiu šriftu. Žalsvame fone nurodoma tai, ką reikia prisiminti.*** Pasitikrinti žinias siūloma pagal Algirdo Šulčiaus parengtus „Neorganinės ir bendrosios chemijos kontrolinius darbus“ (2008). Airos Krūminios knyga „Chemija. Laboratoriniai ir praktikos darbai pagrindinei mokyklai“ (2009) pravers atliekant laboratorinius darbus – joje aprašomi bandymai yra paprasti, naudojamos nebrangios, kasdienės buitinės medžiagos.

Šiuolaikinės pedagogikos sėkmingo mokymosi principai teigia: kad išmoktum, reikia laiko ir kartojimo. Todėl vadovėlyje primenamos sąvokos, su kuriomis susipažinta žemesnėse klasėse mokantis chemijos ir kitų gamtos mokslų. Chemijos žinių kartojimas padeda geriau suprasti cheminius procesus ir dėsningumus.

Autoriaus moto: „Klaidinga manyti, kad mokiniams įdomu tai, ką mokytojai kalba. Mokymas turi būti gundymas.“ Viena iš tokių „gundymo“ formų yra šiuolaikinių tech-



nologijų taikymas per pamokas. Autoriaus nuomone, sudarys sąlygas geriau išmokti aiškinamas temas ir pajvairins pamokas kompiuterinė programa „Crocodile Chemistry“ ir lietuviškos interneto svetainės [www.mkp.emokykla.lt/imo/lt](http://www.mkp.emokykla.lt/imo/lt) (mokymo modulių kursas I–IV gimnazijos klasei) ir [www.mkp.emokykla.lt/saugi-chemija](http://www.mkp.emokykla.lt/saugi-chemija) (virtualieji chemijos laboratoriniai darbai).

Autorius dėkoja recenzentams už atidų susipažinimą su rankraščiu ir pastabas, taip pat KTU gimnazijos 4 C klasės mokiniams, geranoriškai sutikusiems mokytis chemijos pagal eksperimentinę vadovėlį.

Autorius bus dėkingas vadovėlio skaitytojams už pastebėtus trūkumus, pastabas ir siūlymus. Rašykite adresu [algirdas.sulcius@ktu.lt](mailto:algirdas.sulcius@ktu.lt).

### Sutartiniai ženklai



Įtvirtinti ir patikrinti žinias naudojantis kompiuterinėmis programomis ir interneto svetainėmis



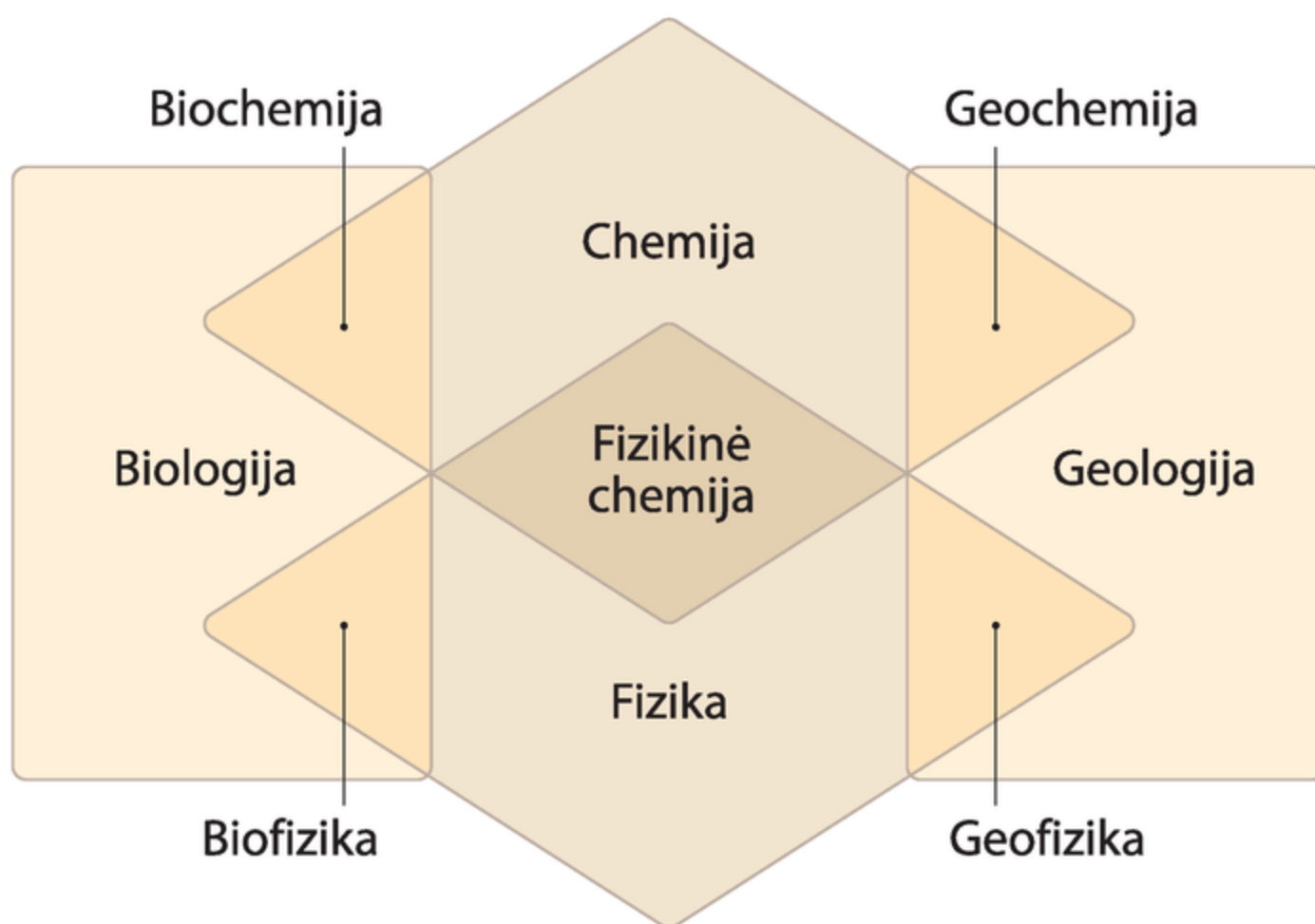
Savikontrolės klausimai



## Įvadas

### Chemijos objektas ir aplinka

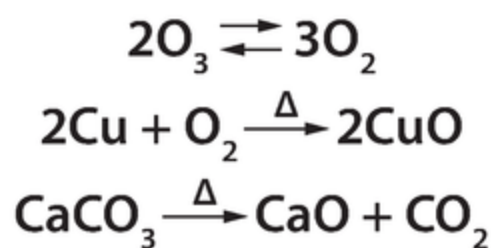
Chemija yra vienas iš mokslų, kurio mokomasi pagrindinėje, vidurinėje mokykloje ar gimnazijoje ir universitete. Greta pagrindinių gamtos mokslų susiformavo ir naujų mokslo krypčių.



1 pav. Gamtos mokslų schema

Chemija tiria medžiagų sudėtį (iš ko susideda), sandarą (kaip jungiasi sudedamosios medžiagos dalelės) ir savybes. Taip pat tiria sąlygas ir būdus, kaip iš vienos medžiagos gauti kitą.

Cheminiai kitimai paprastai vyksta drauge su fizikiniais. **Fizikiniai kitimai yra tokie, kuriems vykstant medžiagų cheminė sudėtis ir savybės nekinta**, pavyzdžiui, laidynės kaitinimas, sausojo ledo ( $\text{CO}_2$ ) garavimas, vandens virtimas garais kaitinant ir jo garų kondensacija ant stiklo ar veidrodžio ir t. t. **Vykstant cheminiams kitimams susidaro naujos cheminės medžiagos, t. y. kinta medžiagų sudėtis, sandara ir savybės.**



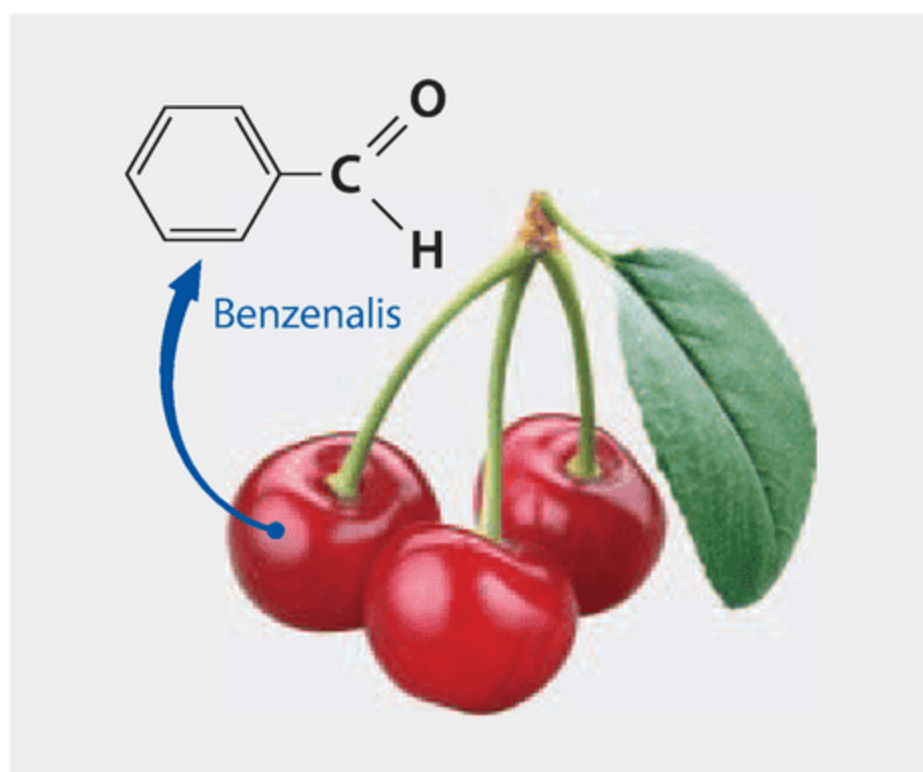
**Pasikeitusi spalva ir atsiradęs kvapas, susidariusios nuosėdos tirpale, išsiskiriančios dujos, išskiriama ar sunaudojama šiluma yra svarbiausi cheminių reakcijų požymiai.**



Chemija glaudžiai susijusi su biologija, nes gyvybiniai procesai ir cheminiai kitimai neatskiriami, tarp organizmo ir aplinkos vyksta medžiagų apykaita. Cheminiai procesai yra ypač svarbūs: jiems sutrikus ar nutrūkus, organizmo gyvybinė veikla pradeda kriksti arba visiškai sustoja. Galima sakyti, kad daugumą ligų sukelia cheminių procesų sutrikimai. Pavyzdžiui, dėl fermento insulino, skaidančio į organizmą patenkantį cukrų, stokos žmogus suseraga diabetu, o sutrikus fermentų gamybai atsiranda virškinimo sutrikimų ir susergama pankreatitu. Pakitus cheminei kai kurių ląstelių sudėčiai, pradeda daugintis vėžio ląstelės. Taigi žmogus yra didelis biocheminis darinys, labai sudėtingi ir įvairūs cheminiai procesai vyksta nuo pat jo užuomazgos iki mirties. Tačiau žmogų ir visą gyvybę palaiko ne tik cheminiai, bet ir fizikiniai procesai.

Šiuolaikiniai buities ir darbo aplinkos daiktai pagaminti vykstant cheminiams procesams:

- būstas, pastatytas iš plytų, kurių pagrindas yra sudėtinės cheminės medžiagos ir kurių savybės keičiamos išdegant, būsto statybai naudojamas cementas, stiklas, perdangos, tapetai dažai, lakai ir t. t.;
- buities daiktai (keraminiai, stikliniai, metaliniai, polimeriniai);
- maisto produktai (cukrus, actas, citrinų rūgštis, sintetiniai saldikliai ir pan.);
- darbo įrankiai (kompiuterių detalės, korpusai, rašikliai, popierius ir t. t.);
- transporto priemonės, kurios juda dėl kokių nors medžiagų oksidacijos reakcijų.



Bromo garavimas (rudos dujos)

Ypatingas dėmesys skiriamas organinei chemijai, ypač polimerų chemijai. Dabar net sunku suvokti, kad dar 20 amžiaus pradžioje polimerų beveik nebuvo ir naudota vos keletą natūralių polimerų. Žinomiausi iš jų: kaučiukas, celiuliozė, krakmolas, kolagėnas (yra gyvūnų odoje), keratinas (yra gyvūnų vilnose). Tik 20 amžiaus trečiajame dešimtmetyje pradėjo sparčiai plėtotis polimerų pramonė. Šiais laikais polimerai keičia daugumą natūralių medžiagų.



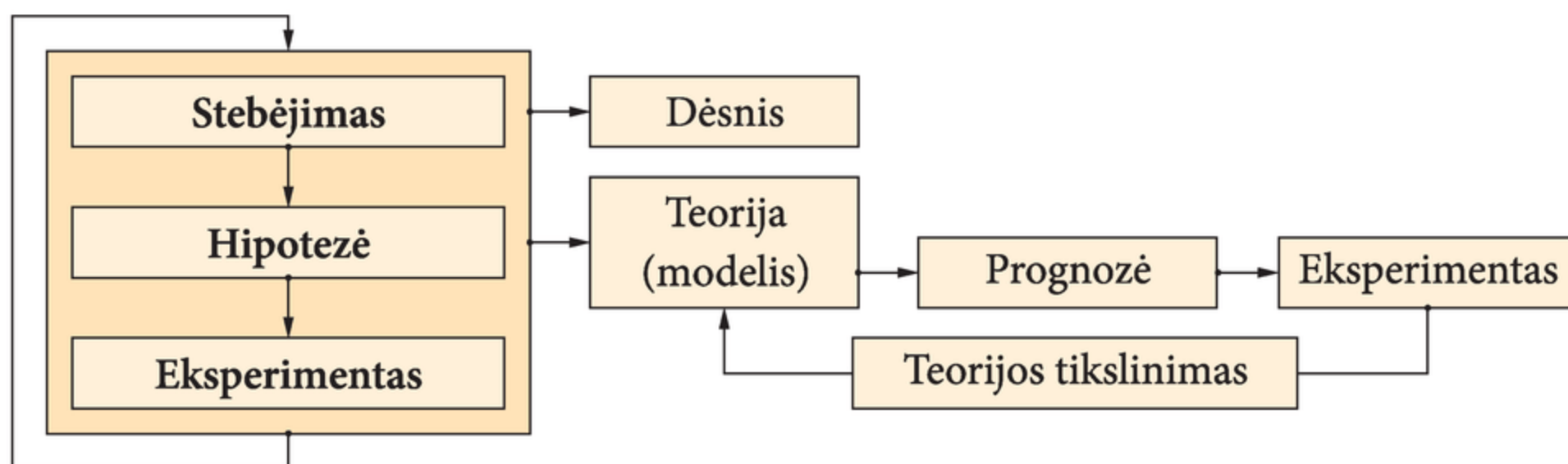
Deja, chemijos pramonė ir cheminiai procesai kelia daug ekologinių problemų. Tai rūgštusis lietus, ozono skylės, šiltnamio efektas, vandens, dirvos ir atmosferos užteršimas įvairiomis cheminėmis medžiagomis. Ekologinės problemos yra visuotinės, pasaulinės. Nors dedama daug pastangų, tačiau jos sprendžiamos labai sunkiai. Rengiami tarptautiniai susitikimai, kuriuose priimami nutarimai dėl įvairių teršalų apribojimo. Vis dėlto daugelyje šalių trūksta lėšų, įrenginių ir galimybių teršalų išmetimui kontroliuoti, todėl susiduriama su įvairiais sunkumais. Tačiau tai, jog ekologinės problemos suvokiamos kaip pasaulinės, teikia vilčių, kad jos bus išspręstos (plačiau žr. 20 skyrių „Chemija ir aplinka“). Per pastaruosius metus Japonijoje, Kanadoje ir Brazilijoje įvyko keli svarbūs susitikimai, kuriuose dalyvavo didžiųjų pasaulio šalių vadovai.

Kita didelė problema – chemijos pramonės žaliavos. Jos nėra begalinės ir jų atsargos mažėja. Ateis laikas, kai baigsis anglių, įvairios rūdos, naftos ištekliai. Taigi jų naudojimas atsigręžia prieš mus pačius.

Šiuolaikinio mokslo, ypač chemijos, pagrindinės kryptys yra kūrimas tokių procesų ir technologijų, kurias taikant būtų galima pagaminti daug produkcijos mažiausiai darant įtaką aplinkai. Aplinka teršiama ne tik tiesiogiai, bet ir netiesiogiai. Pavyzdžiui, manoma, kad kirsti medžius statiniams ir įrenginiams neekologiška, tačiau taip yra ne visada: kertant medį ir jį panaudojant bus sunaudota mažiau energijos, negu gaminant ir gabenant gelžbetoninį panašios paskirties gaminį. Be to, mediniai gaminiai sukuria ekologišką gyvenimo aplinką.

## Mokslinis pažinimo procesas

Mokslininkai, norėdami rasti atsakymus į iškilius klausimus ir ieškodami problemų sprendimo būdų, dirba pagal tokią metodologiją:



**Stebėjimai** gali būti kiekybiniai (pavyzdžiui, alkoholių virimo ar lydymosi temperatūra) ir kokybiniai (pavyzdžiui, spalva, kvapas – chloro dujos yra gelsvai žalsvos, aštraus ir troškaus kvapo). Siekdami daugiau sužinoti, mokslininkai kelia **hipotezės**, kuriomis negalutinai paaiškina stebėjimų rezultatus. Kartais hipotezės gali būti klaidingos, tačiau jos yra labai svarbi pažinimo proceso dalis. Iškėlę hipotezę, mokslininkai atlieka

*eksperimentūs*. Jei nustatoma, kad hipotezė yra klaidinga, ji dar kartą tikslinama. Atlikus daugiau eksperimentų, jų duomenys nagrinėjami ir suformuluojami *dėsniai*. Dėsnis patvirtina, kas atsitiko (nustatyta), bet jis nepaaiškina, kodėl taip yra. Prancūzų chemikas Žozefas Luji Prustas atrado *medžiagų sudėties pastovumo dėsnį: visos medžiagos, kad ir koks būtų jų gavimo būdas, yra tos pačios kokybinės ir kiekybinės sudėties*. Pavyzdžiui, valgomosios druskos NaCl sudėtis pastovi – 39,34 % Na ir 60,66 % Cl. Kadangi ilgainiui nustatoma eksperimentų klaidų, dėsniai smarkiai kinta (periodinio dėsnio kitimą žr. p. 28). Teorija yra neužbaigtas, kintantis dalykas, ji vis tikslinama, nes nuolat paaiškėja naujų faktų.

Žinoma, mokslininkai yra žmonės, kurie gali turėti išankstinį nusistatymą, laikytis iškeltos hipotezės ir eksperimentų aiškinimo, jų pasaulėžiūrą gali lemti šalies politinė santvarka. Pavyzdžiui, inkvizitorių kankinamas Galileo Galilėjus atsisakė savo iškeltos hipotezės, kad Žemė sukasi apie Saulę, o Džordanas Brunas neišsižadėjo savo pažiūrų.



# ATOMO SANDARA

Atomą sudaro teigiamąjį krūvį turintis **branduolys** ir aplink jį skriejantys neigiamąjį krūvį turintys **elektronai** ( $e^-$ ). Atomas neutralus, nes bendras neigiamasis elektronų krūvis yra lygus teigiamajam branduolio krūviui. Elektrono masė labai maža, todėl visa atomo masė sukaupta branduolyje (99,97 %). Branduolio tūris sudaro **tik**  $\sim 10^{-13}$  atomo tūrio. Tai rodo, kad atomų branduolių tankis labai didelis.

**Idomu.** Elektronas apie atomo branduolį apskrieja per 150 atosekundžių. Atosekundė yra  $10^{-18}$  sekundės: atosekundę lyginti su sekunde yra tas pats, kaip sekundę – su visatos amžiumi.

Pagal [www.delfi.lt](http://www.delfi.lt), 2008 m. vasario mėn. 27 d.

**Idomu.** Anglijos mokslininkai, nors vyrauja priešinga nuomonė, atrado, kad elektronus galima suskaidyti į mažesnes daleles. Šis atradimas svarbus tiriant elektronų sąsają su srovės ir magnetinio lauko generavimu. Mokslininkai pademonstravo, kad plonose „kvantinėse vielutėse“ suspausti elektronai skyla į daleles, vadinamas **hòlonais** ir **spinòonais**. Tyrėjai pastebėjo, jog pavieniai ir grupėmis susitelkę elektronai pasižymi skirtingomis savybėmis. Tokį pat krūvį turinčios dalelės stumia viena kitą. Elektronai, dirbtinai suspausti plonose „kvantinėse vielutėse“ ir labai smarkiai atšaldyti, dėl stūmos jėgų keičia įprastines savo judėjimo trajektorijas.

Pagal [www.technologijos.lt](http://www.technologijos.lt), 2009 m. rugpjūčio mėn. 4 d.

Atomo branduolyje esančių protonų skaičius vadinamas **atòminiu skaičiumi** (žymimas  $Z$ ). Jis rodo, kurio elemento atomas yra. Bendras atomo branduolyje esančių protonų ir neutronų skaičius vadinamas **māsės skaičiumi** (žymimas  $A$ ). Chemikai atomo masės skaičių ir atominį skaičių rašo cheminio simbolio priekyje (žr. p. 13). Skriejančių aplink branduolį **elektronų skaičius yra lygus elemento atominiam skaičiui periodinėje elementų sistemoje**.

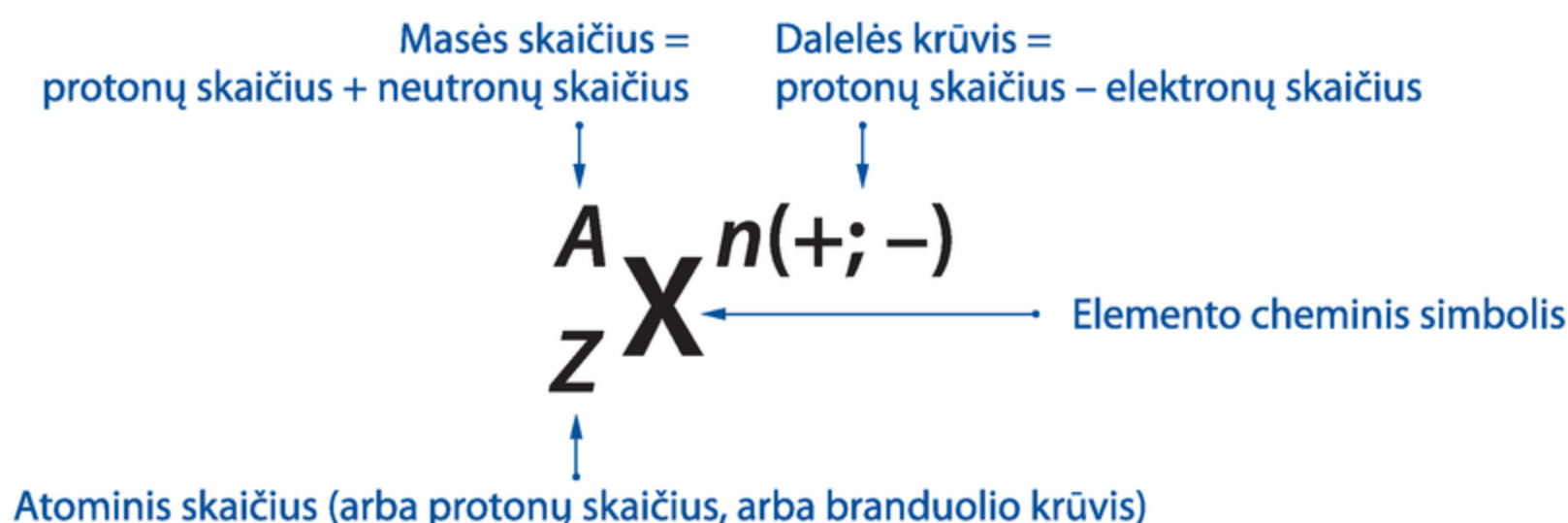
Branduolį sudaro teigiamąjį krūvį turintys **protònai** ( $p^+$ ) ir krūvio neturinčios, t. y. neutralios, dalelės **neutrònai** ( $n^0$ ). Šios abi dalelės turi beveik tą pačią masę, lygią 1 a. m. v. (žr. p. 13). Protonų skaičius yra lygus elemento atominiam skaičiui periodinėje elementų sistemoje, o neutronų (žymimas  $N$ ) – elemento masės skaičiaus ir atominio skaičiaus skirtumui.

$$N = A - Z$$



Kadangi neutronai neturi krūvio, tai jų skaičiaus pokytis keičia tik masę, o branduolio krūvis nekinta, kaip ir atomo cheminės savybės. Pasikeitus neutronų skaičiui atomo branduolyje, susidaro elemento izotopai. Santykinė atominė masė apskaičiuojama atsižvelgiant į visų gamtoje randamų elemento izotopų kiekius. ***Izotopai yra to paties elemento atomai, kurių neutronų skaičius skirtingas.*** Visi to paties elemento izotopai turi tokį pat atominį skaičių, bet skirtingą masę. Pavyzdžiui, vandenilis turi tris izotopus. Izotopų fizikinės savybės yra skirtingos, tačiau dėl tokio pat elektronų skaičiaus cheminės savybės vienodos. Cheminį elementą sudarančių izotopų kiekiai skiriasi: vienų yra daugiau, kitų mažiau. Pavyzdžiui, gamtoje vandenilio izotopų paplitimas toks: 99,9 %  ${}^1_1\text{H}$ , mažiau kaip 0,1 %  ${}^2_1\text{H}$  ir labai mažai  ${}^3_1\text{H}$ .

Atomo dalelēms apibūdinti vartojami specialūs simboliai.



### Atomo dalelių skaičiavimo pavyzdys

Kiek neutronų, protonų ir elektronų yra atominėje dalelėje  ${}^{40}_{20}\text{Ca}^{2+}$ ?

$^{40}_{20}\text{Ca}^{2+}$  simboliu vaizduojamas kalcio jonas, kurio krūvis 2+. Neutronų skaičius:

$$N = A - Z = 40 - 20 = 20.$$

Protonų skaičius yra lygus elemento atominiam skaičiui periodinėje elementų sistemoje, šiuo atveju 20. Kadangi jono krūvis  $2+$ , tai elektronų yra 18 ( $20 - 2 = 18$ ).

*Atsakymas:* neutronų ir protonų yra po 20, o elektronų 18.

Cheminių elementų atomų masės labai skirtingos ir ypač mažos\* ( $10^{-25}$ – $10^{-27}$  g, palyginkite: elektrono masė  $9,1 \cdot 10^{-28}$  g). Kadangi jų pasverti beveik neįmanoma, todėl priimta atomų ir molekulių mases išreikšti *atominiais masės vienetais* (žymima a. m. v.), arba *dáltonais*. Šis *dydis* lygus 1/12 anglies izotopo  $^{12}\text{C}$  atomo masės. Taigi elemento *santykinė atominė masė* (žymima  $A_r$ ) parodo, kiek kartų elemento vieno atomo masė didesnė už vieną a. m. v. Pavyzdžiui:

$$A_r(\text{Na}) = \frac{m(\text{vieno Na atomo}) \text{ g}}{1/12 m(^{12}\text{C}) \text{ g}} = 23.$$

*Santykinė molekulinė masė* (žymima  $M_r$ ) – dydis, parodantis, kiek kartų medžiagos vienos molekulės masė didesnė už vieną a. m. v.



**\*Įdomu.** Jautriausios pasaulyje svarstyklės dabar gali aptikti ksenono atomų spiečių, kuris už gramą lengvesnis milijardą trilijonų kartų. Maždaug zeptogramą ( $10^{-21}$  g) sveria pavienės baltymų molekulės – tai naujas jautrumo rekordas. Dėl šio laimėjimo ateityje bus sukurta įrenginių, kurie iš masės galės atpažinti pavienes molekules. Labai jautrus jutiklis būtų ypač naudingas medicinos ir aplinkos tyrimams atlikti. Svarstyklių pagrindas – mažas liežuvelis, vibruojantis magnetiniame lauke ir sukuriantis įtampą prie jo prijungtame laide. Sveriamos molekulės prispaudžia liežuvelį, slopina vibracijas ir keičia įtampą. Kad šiomis svarstyklėmis būtų įmanoma ne tik pasverti, bet ir atpažinti baltymus, jų jautrumas turi būti didesnis dar 1000 kartų. Tada būtų matuojama jektogramais ( $10^{-24}$  g).

Pagal [www.delfi.lt](http://www.delfi.lt), 2005 m. kovo mėn. 31 d.

### **Santykinės atominės masės skaičiavimo pavyzdys**

Chloras turi du izotopus. Vieno izotopo atomų santykinė atominė masė 35, gamtiniame izotopų mišinyje tokių atomų yra 75 %. Kito izotopo atomų santykinė atominė masė 37, jo atomų mišinyje yra 25 %. Chlora santykinė atominė masė, atsižvelgiant į izotopų paplitimą gamtoje, apskaičiuojama taip:

$$A_r(\text{Cl}) = \frac{(75 \% \cdot 35) + (25 \% \cdot 37)}{100 \%} = 35,5.$$

Paprastai elementų santykinė atominė masė, išskyrus chloro ir dažnai vario, apvalinama iki sveikųjų skaičių. Žinant elemento atomų santykinę atominę masę, galima apskaičiuoti junginio santykinę molekulinę masę. **Santykinė molekulinė masė**  $M_r$  yra visų molekulę sudarančių atomų santykinė atominė masių suma.

### **Santykinės molekulinės masės skaičiavimo pavyzdys**

Magnio chlorido  $\text{MgCl}_2$  santykinė molekulinė masė apskaičiuojama taip:

$$M_r(\text{MgCl}_2) = A_r(\text{Mg}) + 2 \cdot A_r(\text{Cl}) = 24,3 + 2 \cdot 35,5 = 95,3.$$

Iš pavyzdžių matyti, kad **santykinė atominė masė ir santykinė molekulinė masė yra bemačiai dydžiai**.

Tarptautinės vienetų sistemos SI medžiagos kiekio matavimo vienetas – **mòlis**. **Jis lygus medžiagos kiekiui, kuriame yra tiek struktūrinių vienetų (molekulių, atomų, jonų, elektronų), kiek atomų yra 0,012 kg anglies izotopo  $^{12}\text{C}$** . Vieną molį bet kurios cheminės medžiagos sudaro  $6,023 \cdot 10^{23}$  struktūrinių vienetų. Šis skaičius vadinamas **Avogadro konstanta** (žymima  $N_A$ ). Vartojant molio sąvoką būtina nurodyti ir medžiagos struktūrinius vienetus, t. y. molis atomų, molis elektronų, molis molekulių, molis protonų, molis jonų.

### **Uždavinių pavyzdžiai**

1. Vieną molį sieros rūgšties  $\text{H}_2\text{SO}_4$  sudaro  $6,023 \cdot 10^{23}$  molekulių sieros rūgšties. Ištirpdžius 1 molį šios rūgšties vandenyje, susidaro:



2 mol  $\text{H}^+$  jonų, arba  $(2 \cdot 6,023 \cdot 10^{23}) \text{H}^+$  jonų, ir 1 mol  $\text{SO}_4^{2-}$  jonų, arba  $(6,023 \cdot 10^{23}) \text{SO}_4^{2-}$  jonų.

2. Kiek molekulių yra 100 ml vandens?

### Sprendimas

Kadangi vandens tankis 1 g/ml, tai 100 ml vandens sveria 100 g.

Apskaičiuojame vandens kiekį:

$$n = \frac{m(\text{H}_2\text{O})}{M(\text{H}_2\text{O})};$$

$$n = \frac{100 \text{ g}}{18 \text{ g/mol}} = 5,56 \text{ mol.}$$

Apskaičiuojame vandens molekulių skaičių:

$$N(\text{H}_2\text{O}) = n \cdot N_A;$$

$$N(\text{H}_2\text{O}) = 5,56 \text{ mol} \cdot 6,023 \cdot 10^{23} \frac{\text{molekulių}}{\text{mol}} = 33,488 \cdot 10^{23} \text{ molekulių} = 3,349 \cdot 10^{24} \text{ molekulių.}$$

Atsakymas: 100 ml vandens yra  $3,349 \cdot 10^{24}$  molekulių.

## 1.1. Masės tvermės dėsnis. Energijos tvermės ir virsmo dėsnis

1756 metais rusų mokslininkas Michailas Lomonosovas suformulavo masės tvermės dėsnį: reaguojančiųjų medžiagų masė yra lygi reakcijos produktų masei. Tai reiškia, kad vykstant cheminei reakcijai elementų atomus jungiantys cheminiai ryšiai nutrūksta ir susidaro kiti, bet atomų skaičius nepakinta. 1760 metais Lomonosovas suformulavo ir energijos tvermės dėsnį: sistemos, kurią sudaro reaguojančiosios cheminės medžiagos, energija lygi sistemos, kurią sudaro reakcijos produktai, energijai. Dėsnį 1842 metais eksperimentais patvirtino Julijus Lotaras Mejeris. Iki 20 amžiaus pradžios šie du dėsniai egzistavo atskirai, nes mokslininkai manė, kad „masė“ ir „energija“ yra dvi tarpusavyje nesusijusios sąvokos. Tačiau 1905 metais Albertas Einšteinas pateikė formulę (Einšteino lygtį), susiejančią masę su energija:

$$\Delta E = \Delta m \cdot c^2,$$

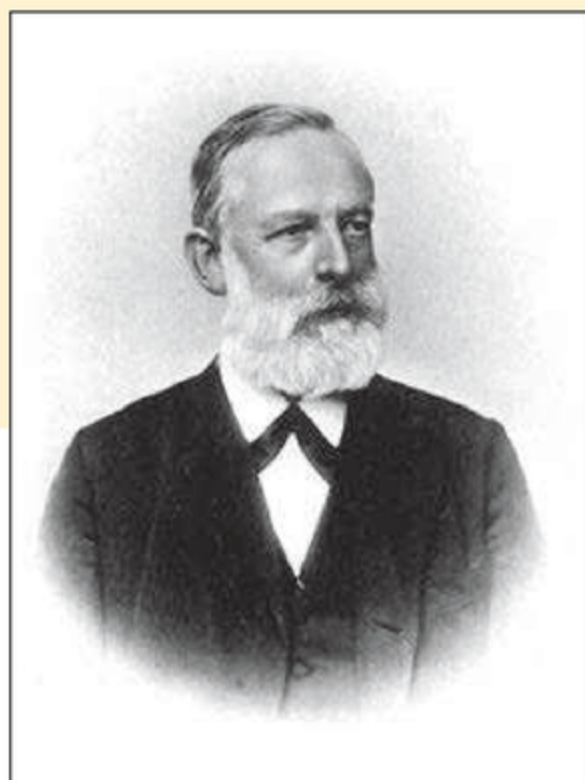
$c$  – šviesos greitis vakuume ( $\sim 3 \cdot 10^8 \text{ m/s}$ ),

$\Delta m$  – masės pokytis,

$\Delta E$  – energija (kJ/mol).

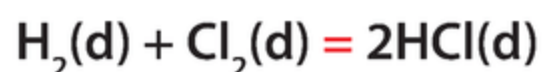
**Įdomu.** Pagal Einšteino lygtį 1 kg masės pokytis lygiavertis  $9 \cdot 10^{10} \text{ kJ}$  energijos. Tokio jos kiekio teoriškai užtektų pakelti 100 000 t masės kūną į 100 km aukštį.





**Julijus Lotaras Mejeris** (1830–1895) – vokiečių chemikas. 1864 metais knygoje „Šiuolaikinės chemijos teorijos“ jis pateikė 28 cheminių elementų lentelę, kurioje cheminiai elementai išdėstyti pagal didėjančias atominės mases ir valentingumą, eksperimentais patvirtino energijos tvermės dėsnį.

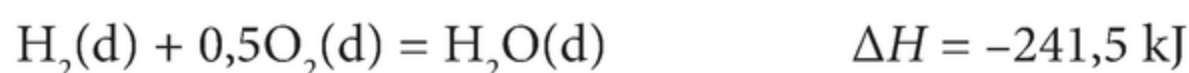
Kyla klausimas: kodėl chemikai nepastebėjo masės pokyčio vykstant cheminei reakcijai? Kadangi šviesos greičio vertė yra labai didelė, tai išskiriama arba sugerama energija vykstant reakcijai atitinka labai nedidelę masę, kurią išmatuoti ypač sunku. Pavyzdžiui, vykstant reakcijai



ir susidarant vienam moliui HCl, išsiskiria 92,3 kJ energijos. Šią energijos vertę atitinka  $10^{-9}$  gramų masės pokytis.

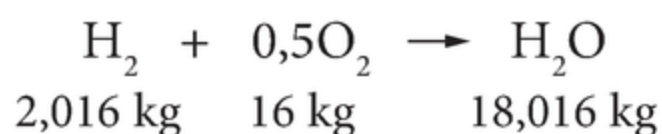
Prisiminkite: vykstant egzoterminei reakcijai reakcijos produktų masė sumažėja, o vykstant endoterminei reakcijai – padidėja.

### Skaiciavimo pavyzdys

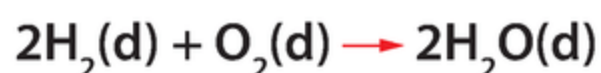


Reakcija egzotermine, todėl reakcijos produktų masė mažesnė už reaguojančiųjų medžiagų masę. Masės pokytis apskaičiuojamas taip:

$$\Delta m = \frac{241,5 \cdot 10^3 \text{ J}}{(3 \cdot 10^8)^2 (\text{m/s})^2} = 2,68 \cdot 10^{-12} \text{ kg.}$$



Tačiau vandens susidaro mažiau ( $18,016 - 2,68 \cdot 10^{-12} \text{ kg}$ ). Cheminėje reakcijoje sistemos energija pakinta. Kadangi reakcijos energijos pokytis mažas, tai chemikai į masės pokytį nekreipia dėmesio. **Tačiau cheminėse lygtyse tarp reaguojančiųjų medžiagų ir reakcijos produktų rašomas ne lygybės ženklas, o rodyklė ( $\rightarrow$ ).**



Vėliau Einšteino lygties teisingumą patvirtino termobranduolinės reakcijos, kurioms vykstant išsiskirianti šiluma yra milijonus kartų didesnė negu vykstant cheminėms reakcijoms.

Prisiminkite: vykstant cheminėms reakcijoms atomų branduoliai nekinta.

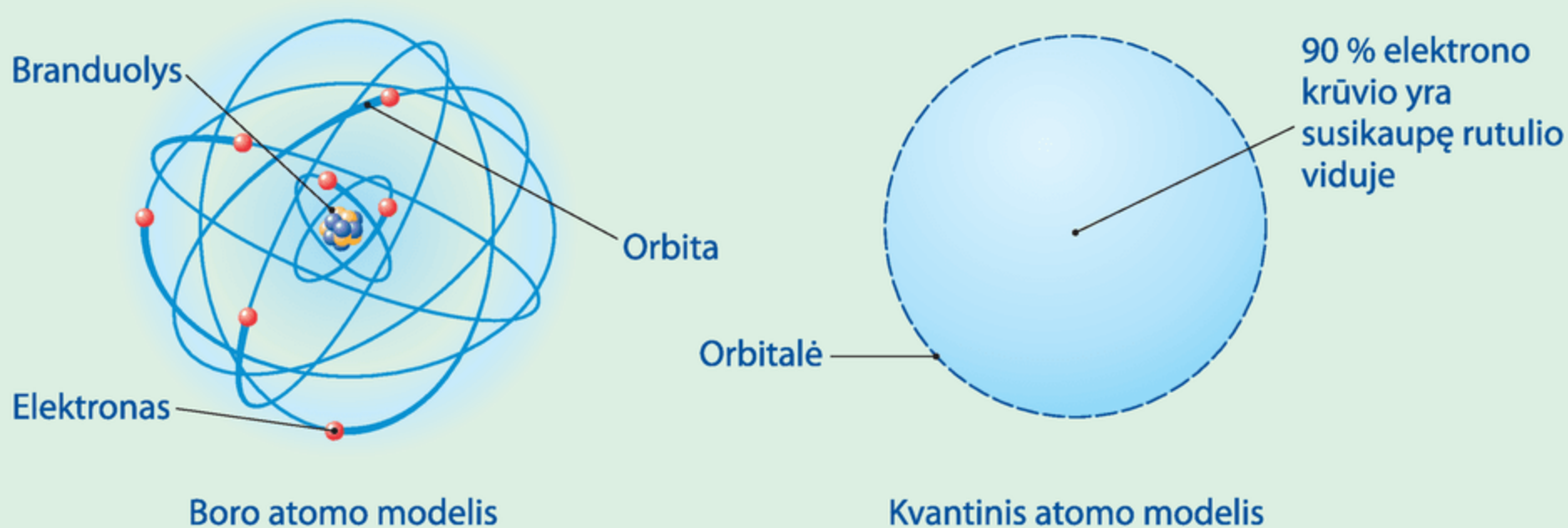


## 1.2. Elektronų apvalkalas

Atome aplink branduolį skriejantys elektronai sudaro elektronų apvalkalą. Elektronai atome yra nevienodai nutolę nuo branduolio ir sudaro energijos lygmenis.

Prisiminkite 11 klasėje nagrinėtus elektronų energijos lygmenis ir poligmenis.

Vaizdavimas, kad elektronai atome juda tam tikromis orbitomis, nėra tikslus (**Boro atomo modelis**). Kvantų mechanika (**Lui Viktoras de Broilis**) parodė, kad elektronas, turėdamas bangos savybių, juda visame atomo tūryje ir sudaro elektronų debesį, kuris būna įvairių formų. Todėl elektrono judėjimas atome yra tikimybinio pobūdžio.



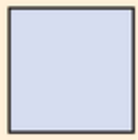
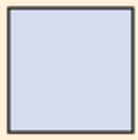

Erdvė, kurioje didžiausia tikimybė (90–95 %) rasti elektroną, vadinama **atominė orbitalė\*** (AO). Taigi orbitalė – erdvė, kurioje elektrono buvimas labiausiai tikėtinas.

**\*Įdomu.** Chemijoje viską lemia elektronų judėjimas. Kiekvienos reakcijos metu migloti kvantiniai elektronų debesėliai pasislenka iš vienos vietos į kitą. Neseniai pirmą kartą istorijoje fizikai užfiksavo trimatį molekulių elektronų orbitalių vaizdą. Molekulėms reaguojant, elektronai persigrupuoja, keičiasi ir jų orbitalių forma. Šie pokyčiai yra visos chemijos pagrindas. Labai trumpais lazerio impulsais (dvi femtosekundes  $2 \cdot 10^{-15}$  s) trumpam buvo atskeliamas elektronas nuo azoto molekulės – dviejų tarpusavyje sukibusių azoto atomų. Sugrįždami į savo vietą, elektronai išspinduliuoja šviesą. Jai sąveikaujant su lazerio impulsu, vyksta interferencija. Mokslininkams pavyko atkurti išorinės azoto elektronų orbitalės formą. Gautas vaizdas yra neryškus, lyg mūsų spiečius, nufotografuotas pasirinkus ilgą ekspoziciją. Šios technologijos taikymas gali pagerinti chemines reakcijas, padėti kurti naujus katalizatorius ar suprasti, kaip vyksta biologiniai procesai. Pavyzdžiui, erdvinė baltymų struktūra priklauso nuo silpnųjų ryšių tarp atomų ir elektronų, juos mokslininkai bando modeliuoti kompiuteriais. Baltymų susivijimo būdas lemia jų veikimą organizme. Sergant Kroicfeldo ir Jakobo liga, pakitusios struktūros baltymai gali tapti mirties priežastimi.

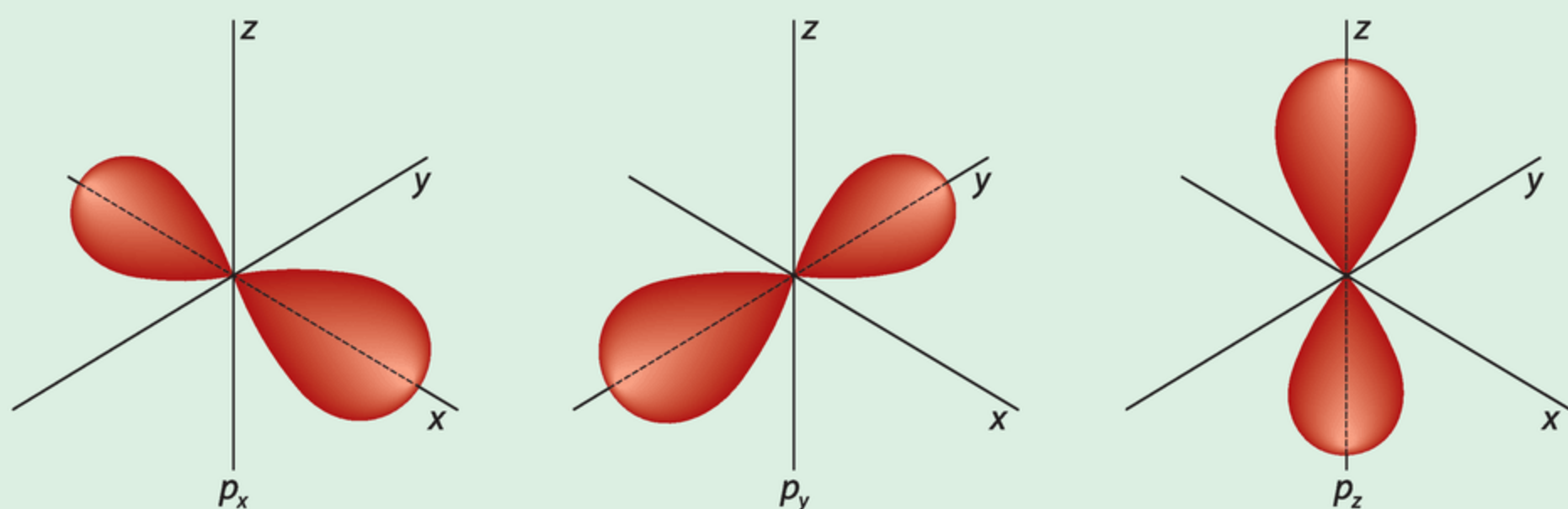
Pagal [www.delfi.lt](http://www.delfi.lt), 2004 m. gruodžio mėn. 16 d.



Kaip skirstomi elektronų energijos *lygmenys* ir kaip vadinami juos sudarantys *polygmenys*? Paimkime anglies atomą. Anglis yra antrajame periode, todėl ji turi du energijos lygmenis: pirmajame yra tik vienas, o antrajame – du polygmenys. Jie vaizduojami taip:

Pirmasis energijos lygmuo	Antrasis energijos lygmuo	
	Pirmasis polygmenis	Antrasis polygmenis
		

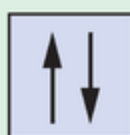
Pagal susitarimą pirmasis polygmenis žymimas *s*, antrasis – *p*. *s* polygmenio elektronų orbitalės yra rutulio formos, o *p* polygmenio – svarmens formos (2 pav.).



2 pav. *p* orbitalių išsidėstymas erdvėje

Antrasis polygmenis yra didesnis. Kadangi *p* orbitalės erdvėje gali išsidėstyti trimis kryptimis, tai antrasis polygmenis sudarytas iš trijų tarpusavyje susijusių kvadratų.

Elektronai juda atome ne tik aplink branduolį, bet ir aplink savo ašį. Elektroną žymėsime rodykle  $\uparrow$ . Orbitalėje gali būti tik po 2 elektronus, kurie sukasi priešingomis kryptimis. Jie vaizduojami rodyklėmis



Taigi normaliosios\* būsenos anglies atomo elektronų konfigūraciją galima pavaizduoti taip:



\*Kvantinė būseną, kurią atitinka mažiausia energija, vadinama **normaliąja**, o didesnės energijos kvantinė būseną – **sužadintąja** (žymima žvaigždute). Normaliosios būsenos atomas gali egzistuoti neapibrėžtą laiką, o sužadintosios – tik sekundės dalį, pavyzdžiui, vandenilio atomas egzistuoja tik  $10^{-8}$  sekundės.

Kadangi antrojo energijos lygmens  $p$  poligmenyje yra laisva orbitalė, į ją gali pereiti vienas iš  $2s$  elektronų. Tai įvyksta atomo sužadinimo metu.



Anglis tampa keturvalentė.

Antrojo periodo elementai N, O ir F negali būti sužadintosios būsenos, nes neturi laisvų orbitalių.

### 1.3. Kvantiniai skaičiai

**Yra keturi kvantiniai skaičiai:  $n$ ,  $l$ ,  $m_l$  ir  $m_s$ .**

$n$  – **pagrindinis kvantinis skaičius**, apibūdinantis elektrono arba elektronų grupės energiją ir parodantis elektronų orbitalės didžiausio vidutinio elektronų tankio nuotolį nuo branduolio. Jo vertės gali būti bet kuris sveikasis skaičius ( $n = 1, 2 \dots \infty$ ). Nesužadintų elektronų  $n$  kinta nuo 1 iki 7 ir **atitinka periodo numerį** periodinėje elementų sistemoje. Jis žymimas skaitmeniu arba raide:

skaitinė  $n$  vertė      1, 2, 3, 4, 5, 6, 7;

raidinė išraiška      K, L, M, N, O, P, Q.

Jei  $n = \infty$ , tai atomas virsta jonu. Maksimalus elektronų skaičius tam tikrame lygmenyje apskaičiuojamas pagal formulę

$$N = 2n^2$$

Energijos lygmuo (periodas)	$n$	$N$
pirmasis	$n = 1$	2
antrasis	$n = 2$	8
trečiasis	$n = 3$	18
ketvirtasis	$n = 4$	32



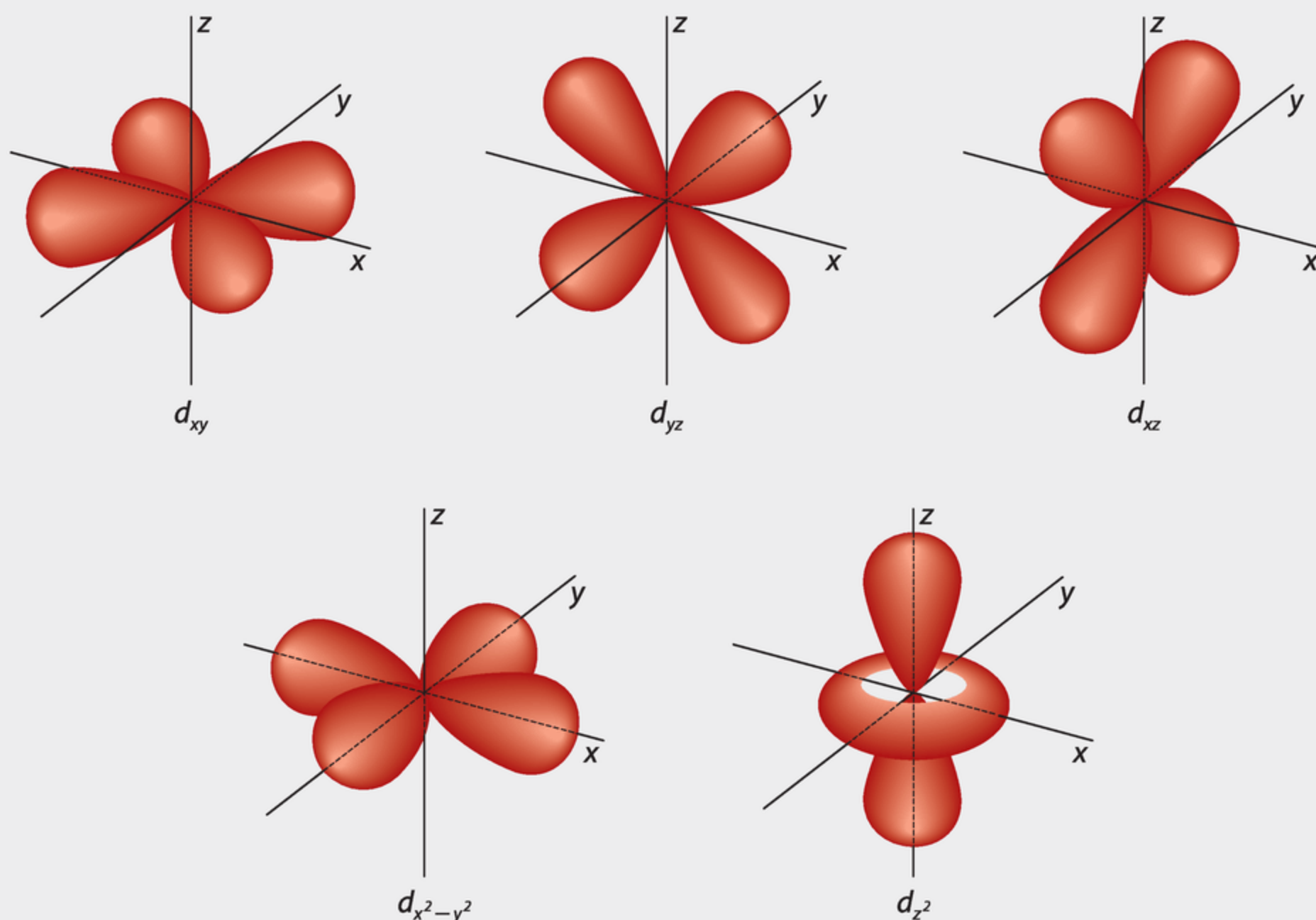
**Orbitinis (šalutinis) kvantinis skaičius  $l$**  rodo orbitalės formą. Orbitinio kvantinio skaičiaus vertės yra nuosekli eilė nuo 0 iki  $(n - 1)$ , kur  $n$  – pagrindinio kvantinio skaičiaus vertė. Pavyzdžiui, kai  $n = 4$ , orbitinis kvantinis skaičius turi vertes 0, 1, 2, 3.

$n = 1$	$l = 0$	viena vertė
$n = 2$	$l = 0$ ir $l = 1$	dvi vertės
$n = 3$	$l = 0$ ; $l = 1$ ir $l = 2$	trys vertės
$n = 4$	$l = 0$ ; $l = 1$ ; $l = 2$ ir $l = 3$	keturios vertės

Pagal orbitinio kvantinio skaičiaus  $l$  vertes orbitalės skirstomos į  $s$ ,  $p$ ,  $d$ ,  $f$ ,  $g^*$ ,  $h^*$ .

\*Sužadintoji atomo būseną.

Prisiminkite, kad  $s$  elektronų orbitalės yra rutulio, o  $p$  orbitalės – svarmens formos (žr. p. 18).  $d$  (3 pav.) ir  $f$  orbitalių forma sudėtingesnė.

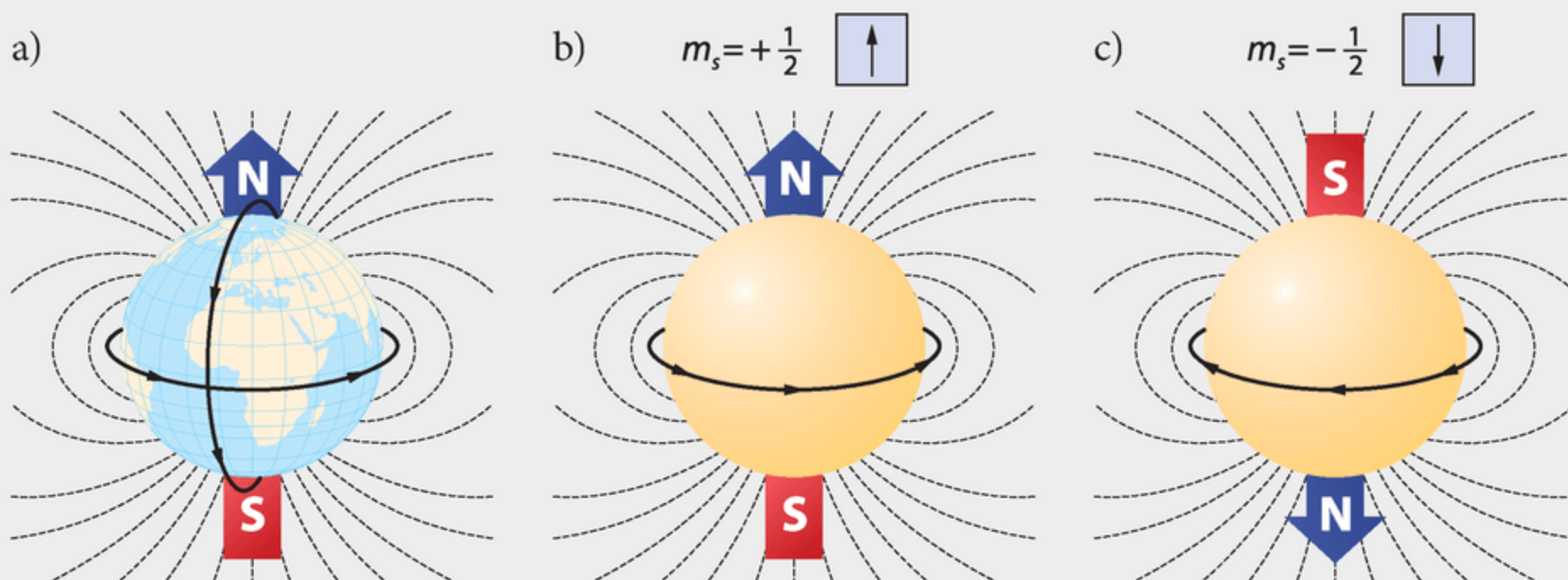


3 pav.  $d$  orbitalių išsidėstymas erdvėje

**Magnėtinis kvėntinis skaičius**  $m_l$  nusako orbitalės padėtį (orientaciją) erdvėje (3 pav.).  $m_l$  vertės būna nuo  $-l$ , per nulį iki  $+l$ . Padėčių (orientacijų) skaičių galima apskaičiuoti:  $m_l = 2l + 1$ . Pavyzdžiui, kai  $l = 1$ ,  $m_l$  turi tris vertes ( $m_l = -1, 0, +1$ ).

$s (l = 0)$	$m_l = 0$	viena vertė
$p (l = 1)$	$m_l = -1; 0; +1$	trys vertės
$d (l = 2)$	$m_l = -2; -1; 0; +1; +2$	penkios vertės

Atominėje orbitalėje esančius elektronus apibūdina **sūkinio (spino) kvėntinis skaičius**  $m_s$ . Elektronas, kaip ir Žemė, turi magnetinį lauką (4 a pav.). Elektrono sukinio kryptis žymima rodyklėmis. Kai  $m_s = +\frac{1}{2}$ , rodyklė nukreipta į viršų, o kai  $m_s = -\frac{1}{2}$ , nukreipta į apačią (4 b, c pav.).



**4 pav.** a) Žemės magnetinis laukas; b) ir c) elektrono magnetinis laukas ir jo žymėjimas


## 1.4. Elektronų konfigūracija atomuose

Kiekvieno elemento atomų elektronai išsidėsto pagal 2 principus (mažiausios energijos ir Paulio (draudimo) bei dvi taisyklės (Hundo ir Klečkovskio)).

**Mažiausios energijos principas** nusako, kaip orbitalės pildosi elektronais. Nesužadinto atomo elektronai pirmiausia užpildo tas orbitales, kurių energija mažiausia. Elektrono energija yra mažiausia tada, kai jis juda arčiausiai branduolio.

**Paulio (draudimo) principas** teigia, kad atome negali būti dviejų elektronų, kurių visų keturių kvantinių skaičių vertės būtų vienodos.





Pirmas elektronas	Antras elektronas	
$n = 1$ $l = 0$ $m_l = 0$ $m_s = +\frac{1}{2}$	$n = 1$ $l = 0$ $m_l = 0$ $m_s = -\frac{1}{2}$	$1s^2$ He 

Yra du Paulio principo apribojimai:

1) paskutiniame (išoriniame) lygmenyje (A grupių elementų) daugiausia gali būti 8 elektronai. Tai reiškia, kad energiška patvariausia elektronų konfigūracija yra oktetas  $s^2p^6$ ;

2) priešpaskutiniame lygmenyje (B grupių elementų) daugiausia gali būti 18 elektronų. Tokia  $s^2p^6d^{10}$  priešpaskutinio lygmens elektronų konfigūracija taip pat patvari.

Tame pačiame energijos lygmenyje elektronai orbitales pildo pagal **Hundo taisyklę**: elektronai užpildo  $p$ ,  $d$  ir  $f$  orbitales taip, kad jose būtų daugiau nesuporuotųjų elektronų.

N Azotas	 $m_s = \pm \frac{1}{2}$	Netinkamas pavyzdys
	 $m_s = \pm \frac{3}{2}$	Tinkamas pavyzdys

Pradedant ketvirtuoju lygmeniu elektronų energijos lygmenų ir polygmenių pildymas aiškinamas **Klečkovskio, arba  $(n + l)$ , taisykle**:

1) pirmiausia pildosi tos orbitalės, kurių mažesnė  $(n + l)$  vertė, o toliau – didesnė;

2) kai  $(n + l)$  vertė vienoda, pirmiausia pildosi orbitalės su mažesne, o toliau su didesne  $n$  verte.

Todėl energijos lygmenų ir polygmenių pildymas vyksta pagal šią eilę:

$1s \rightarrow 2s \rightarrow 2p \rightarrow 3s \rightarrow 3p \rightarrow 4s \rightarrow 3d \rightarrow 4p \rightarrow 5s \rightarrow 4d \rightarrow 5p \rightarrow 6s \rightarrow (5d^1) \rightarrow 4f \rightarrow 5d \rightarrow 6p \rightarrow 7s \rightarrow (6d^{1-2}) \rightarrow 5f \rightarrow 6d \rightarrow 7p$ .

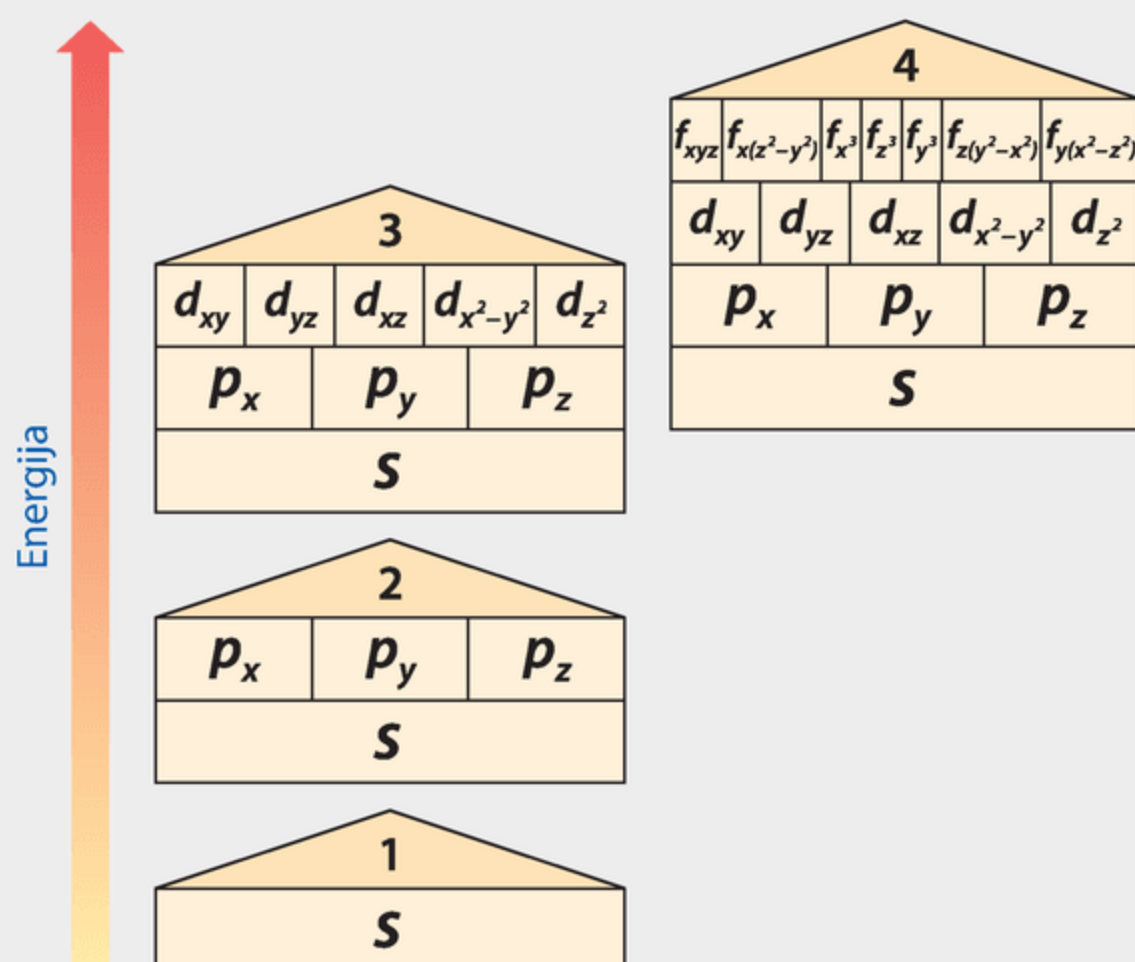
Pavyzdžiui, Klečkovskio taisyklės taikymas pildant kalio K lygmenis ir polygmenis.

Trečiasis periodas Trečiasis lygmuo: $n_3 = 3; l_1 = 0; l_2 = 1; l_3 = 2$	Ketvirtasis periodas Ketvirtasis lygmuo: $n_4 = 4; l_1 = 0; l_2 = 1; l_3 = 2; l_4 = 3$
$n_3 + l_1 = 3 + 0 = 3$ $n_3 + l_2 = 3 + 1 = 4$ $n_3 + l_3 = 3 + 2 = 5$	$n_4 + l_1 = 4 + 0 = 4$ $n_4 + l_2 = 4 + 1 = 5$ $n_4 + l_3 = 4 + 2 = 6$ $n_4 + l_4 = 4 + 3 = 7$

Kadangi  $n_4 + l_1 = 4 + 0 = 4$ , o  $n_3 + l_3 = 3 + 2 = 5$ , tai pirmiausia elektronai užpildo  $4s$  polygmenį, o paskui  $3d$  polygmenį. Taigi kalio elektronų išsidėstymas toks:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^0$ . Elektronų konfigūracija dažnai užrašoma paprasčiau, pavyzdžiui, kalio  $[\text{Ne}] 4s^1$ .

Orbitalių pildymas elektronais vaizduojamas 5 paveiksle.

**5 pav.** Keturių energijos lygmenų orbitalių pildymo elektronais diagrama



Kai kurių elektronų orbitalių užpildymo pavyzdžiai

Elementas	Orbitalių užpildymas	Elektronų konfigūracija
H	1s ↑	$1s^1$
He	1s ↑↓	$1s^2$
Li	1s (↑↓), 2s (↑), 2p (three empty boxes)	$1s^2 2s^1$
Be	1s (↑↓), 2s (↑↓), 2p (three empty boxes)	$1s^2 2s^2$
B	1s (↑↓), 2s (↑↓), 2p (two boxes: one ↑, one empty)	$1s^2 2s^2 2p^1$
C	1s (↑↓), 2s (↑↓), 2p (three boxes: two ↑, one empty)	$1s^2 2s^2 2p^2$
N	1s (↑↓), 2s (↑↓), 2p (three boxes: three ↑)	$1s^2 2s^2 2p^3$
O	1s (↑↓), 2s (↑↓), 2p (four boxes: two ↑↓, two ↑)	$1s^2 2s^2 2p^4$
F	1s (↑↓), 2s (↑↓), 2p (five boxes: three ↑↓, two ↑)	$1s^2 2s^2 2p^5$
Ne	1s (↑↓), 2s (↑↓), 2p (six boxes: four ↑↓, two ↑)	$1s^2 2s^2 2p^6$
Na	1s (↑↓), 2s (↑↓), 2p (six boxes: four ↑↓, two ↑), 3s (↑)	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$



**Atsakykite į klausimus ir išspręskite uždavinius**

1. Apskaičiuokite molekulių, esančių 100 ml etanolio ( $\rho = 0,8 \text{ g/ml}$ ), skaičių.

2. Kuris atsakymas teisingas? Dalelės  $\text{Mg}^{2+}$ , Ar,  $\text{Cl}^-$  turi

A vienodą elektronų skaičių išoriniame lygmenyje;

B vienodą elektronų lygmenų skaičių;

C vienodą elektronų skaičių;

D vienodą protonų skaičių.

3. Kiek iš viso elektronų turi  $\text{O}^{2-}$  jonas?

4. Kurio elemento atomo elektroninė formulė yra  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$ ? Kiek valentinių elektronų turi tas elementas?

5. Apskaičiuokite boro santykinę atominę masę, jei gamtoje boro izotopo  $^{10}\text{B}$  yra 19,6 %, o izotopo  $^{11}\text{B}$  – 80,4 %.

6. Kuris atsakymas teisingas? Ličio  $^7_3\text{Li}$  atome yra

A  $3p^+$ ,  $4n^0$ ,  $3e^-$ ;

B  $4p^+$ ,  $3n^0$ ,  $4e^-$ ;

C  $7p^+$ ,  $3n^0$ ,  $7e^-$ ;

D  $3p^+$ ,  $7n^0$ ,  $3e^-$ .

7. Parašykite formules cheminių junginių, į kurių sudėtį įeina a) anijonas, kurio elektronų konfigūracija  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ , ir katijonas, kurio elektronų konfigūracija  $1s^2 2s^2 2p^6$ ; b) katijonas, kurio elektronų konfigūracija  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ , ir anijonas, kurio elektronų konfigūracija  $1s^2 2s^2 2p^6$ .

8. Parašykite, kaip elektronai išsidėstę elementuose Ar, Ca, Cu, Si.

9. Užpildykite lentelę.

Dalelė	Pavadinimas	Protonų skaičius	Elektronų skaičius	Elektronų konfigūracija
Ne				
$\text{Na}^+$				
$\text{F}^-$				

10. Apskaičiuokite protonų ir elektronų skaičių vandens  $\text{H}_2\text{O}$  molekulėje, aliuminio hidride  $\text{AlH}_3$ , taip pat bromido  $\text{Br}^-$  ir amonio  $\text{NH}_4^+$  jonuose.

# PERIODINĖ ELEMENTŲ SISTEMA, ELEMENTŲ IR JŲ JUNGINIŲ SAVYBIŲ KITIMAS

## 2.1. Periodinės elementų sistemos sudarymo istorija

Daug mokslininkų mėgino susisteminti cheminius elementus. 1817 metais vokiečių chemikas Johanas Dėbereineris suskirstė elementus triadomis, kuriose vidurinio cheminio elemento santykinė atominė masė lygi dviejų kraštinių elementų santykinų atominių masių vidurkiui.

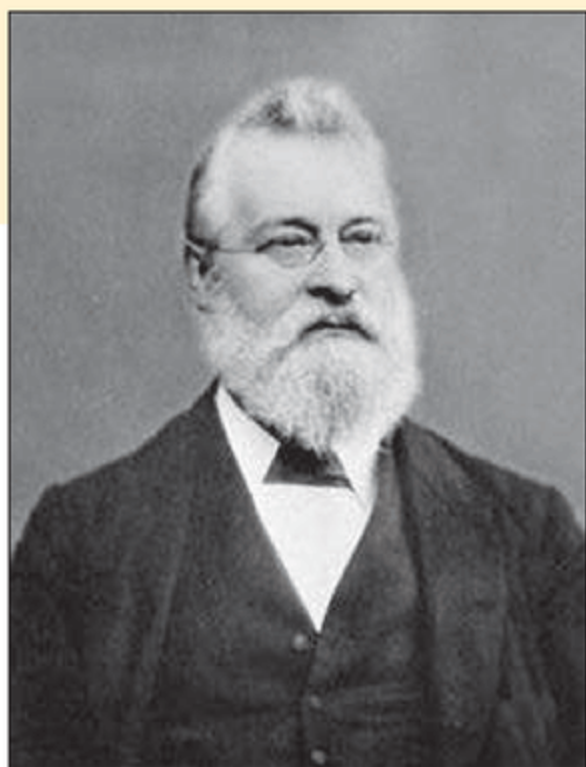
Triados numeris	Cheminių elementų triados	Santykinės atominės cheminių elementų masės
1	Li    Na    K	7        23    39
2	S        Se    Te	32       79    128
3	Cl       Br    I	35,5    80    127
4	Ca       Sr    Ba	40       88    137

1863 metais anglų chemikas Džonas Niulendsas pastebėjo, kad elementų savybės, didėjant jų atominei masei, kartojasi kas aštuntas elementas. Jis suformulavo oktavų dėsnį.

H	Li	Be	B	C	N	O
1	2	3	4	5	6	7
F	Na	Mg	Al	Si	P	S
8	9	10	11	12	13	14
Cl	K	Ca	Cr	Ti	Mn	Fe
15	16	17	18	19	20	21

Niulendso pasiūlytoje lentelėje buvo galima išdėstyti tik pirmuosius 17 cheminių elementų.





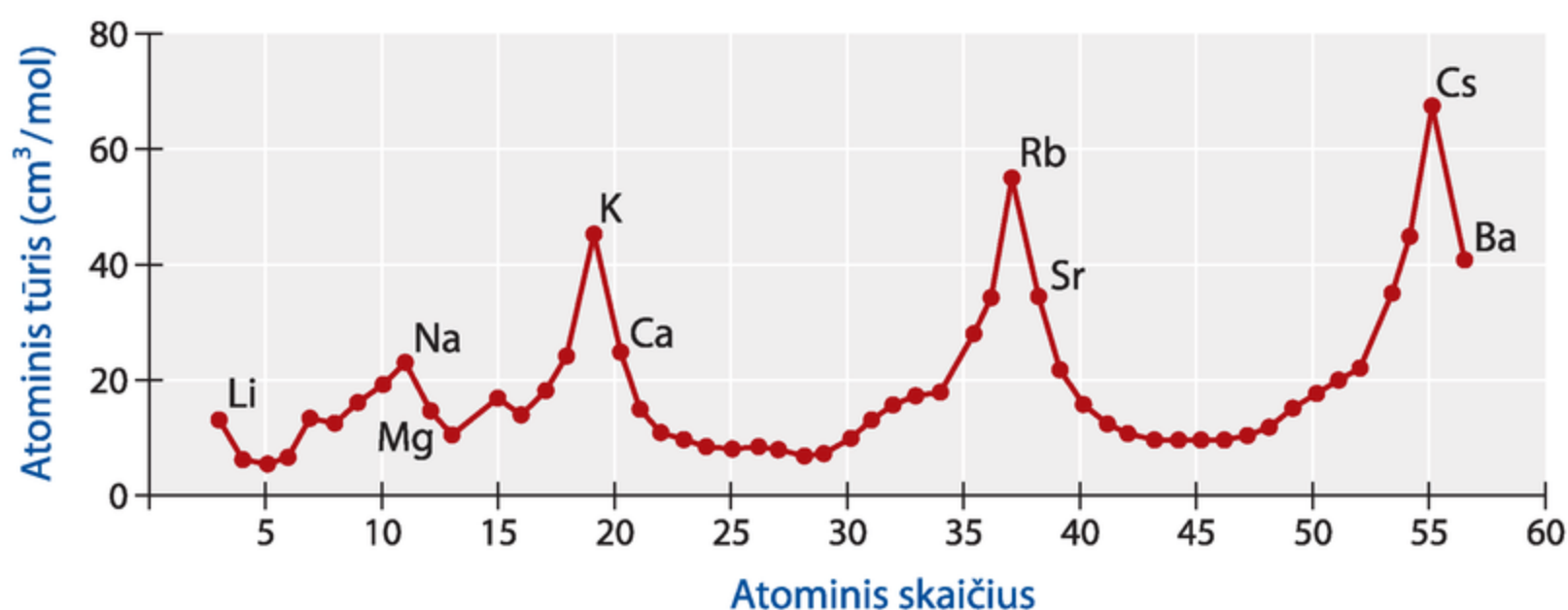
**Džonas Niulendsas (1837–1898)** – anglų chemikas. 1863 metais jis sudarė lentelę, kurioje elementai išdėstyti pagal didėjančią atominę masę (oktavų dėsnis).

Dabartinė periodinė cheminių elementų sistema pagrįsta dviejų mokslininkų (vokiečio Julijaus Lotaro Mejerio ir ruso Dmitrijaus Mendelejevo) atradimais. Jie susiejo elementų kiekybinius ir kokybinius požymius\*. Mejeris ir Mendelejevas, dirbdami atskirai, 1869 metais sukūrė cheminių elementų išdėstymo sistemą. Mejeris apskaičiavo cheminio elemento atominio tūrio priklausomybę nuo jo atominio skaičiaus.

$$\text{Atominis tūris} = \frac{\text{Atominė masė}}{\text{Cheminio elemento tankis}}$$

Atsižvelgdamas į šią priklausomybę (6 pav.), Mejeris sudarė lentelę, įrodančią cheminių elementų išdėstymo periodiškumą.

*\*Idomu. Žinoma, kad Mejeris 1870 metais išspausdino straipsnį, kuriame periodinio dėsnio atradėju pripažino Mendelejevą. Tačiau 1882 metais Londono karališkoji draugija auksiniais Hamfrio Deivio medaliais „Už periodinių atominių masių atradimą“ apdovanojo Mendelejevą ir Mejerį. Nors rusai periodinio dėsnio atradėju vadina Mendelejevą, kitos šalys jo autoriumi laiko ir Mejerį.*



**6 pav.** Atominio tūrio priklausomybė nuo atominio skaičiaus. (Kadangi tada dar nebuvo atrastos inertinės dujos, tai iš grafiko matyti, jog šarminių metalų atominis tūris didžiausias.)

19 a. pabaigoje buvo atrasti 67 cheminiai elementai, daugumos jų fizikinės ir cheminės savybės ištirtos. Mendelejevas teigė, kad cheminius elementus klasifikuoti reikia pagal kiekybinį požymį – atominę masę, nuo kurios priklauso visos kitos savybės. 1869 metais jis pastebėjo, kad, elementus išdėsčius pagal didėjančią masę, elementų savy-



bės kinta periodiškai. Mendelejevas rašė: „Vieninių (paprastųjų) medžiagų savybės yra periodiškai susijusios su elementų atominių masių kitimu.“ Jo sudaryta lentelė (8 pav.) skyrėsi nuo Mejerio ir kitų, nes joje buvo palikta tuščių langelių dar neatrastiems elementams įrašyti. Taigi Mendelejevas numatė jų buvimą ir kai kurias nežinomų cheminių elementų bei junginių fizikines (tankis, spalva ir kt.) ir chemines savybes. Vėliau šiuos elementus atrado:

*ekaborą (skandį)* 1879 metais – Larsas Nilsonas;

*ekaaliuminį (galį)* 1875 metais – Polis Lekokas de Buabodranas;

*ekasilicį (germanį)* 1886 metais – Klemensas Vinkleris.

**Dmitrijus Mendelejevas (1834–1907)** – labai išsilavinęs rusų mokslininkas, tyręs dujų, tirpalų, silikatų ir stiklų savybes, parako gamybą, naftos perdirbimą ir kt. 1869 metais atrado periodinį dėsnį.

**7 pav.** Mendelejevui 1885 metais suteikiamas Edinburgo universiteto teisės daktaro laipsnis. *I. Repino paveikslas*



REIHEN	GRUPPE I — R <sup>2</sup> O	GRUPPE II — RO	GRUPPE III — R <sup>2</sup> O <sup>3</sup>	GRUPPE IV RH <sup>4</sup> RO <sup>2</sup>	GRUPPE V RH <sup>3</sup> R <sup>2</sup> O <sup>5</sup>	GRUPPE VI RH <sup>2</sup> RO <sup>3</sup>	GRUPPE VII RH R <sup>2</sup> O <sup>7</sup>	GRUPPE VIII — RO <sup>4</sup>
1	H = 1							
2	Li = 7	Be = 9,4	B = 11	C = 12	N = 14	O = 16	F = 19	
3	Na = 23	Mg = 24	Al = 27,3	Si = 28	P = 31	S = 32	Cl = 35,5	
4	K = 39	Ca = 40	— = 44	Ti = 48	V = 51	Cr = 52	Mn = 55	Fe = 56, Co = 59, Ni = 59, Cu = 63
5	(Cu = 63)	Zn = 65	— = 68	— = 72	As = 75	Se = 78	Br = 80	
6	Rb = 85	Sr = 87	?Yt = 88	Zr = 90	Nb = 94	Mo = 96	— = 100	Ru = 104, Rh = 104, Pd = 106, Ag = 108
7	(Ag = 108)	Cd = 112	In = 113	Sn = 118	Sb = 122	Te = 125	J = 127	
8	Cs = 133	Ba = 137	?Di = 138	?Ce = 140	—	—	—	— — — —
9	(—)	—	—	—	—	—	—	
10	—	—	?Er = 178	?La = 180	Ta = 182	W = 184	—	Os = 195, Ir = 197, Pt = 198, Au = 199
11	(Au = 199)		Tl = 204	Pb = 207	Bi = 208	—	—	
12	—	—	—	Th = 231	—	U = 240	—	— — — —

**8 pav.** Mendelejevo sudaryta periodinė cheminių elementų lentelė. Ji buvo išspausdinta 1872 metais vokiečių žurnale „Annalen der Chemie und Pharmacie“ („Chemijos ir farmacijos metraštis“).



Kai 1894–1900 metais buvo atrastos inertinės dujos (Viljamas Ramzis, Džonas Viljamas Reilis, Maiklas Viljamas Traversas), Mendelejevas savo periodinę sistemą papildė dar viena (nuline) elementų grupe, tačiau tai nesutrikdė periodinio dėsnio.

Ištyrus atomo sandarą (19 a. pabaiga–20 a. pradžia), cheminių elementų savybių periodiškumas pradėtas sieti su atomo branduolio krūviu ir elektronų apvalkalo sandara. Elektronų skaičius yra lygus protonų skaičiui atomo branduolyje. Branduolio krūvį rodo cheminio elemento atominis skaičius. *Periodinis dėsnis – cheminių elementų ir jų junginių savybių periodiškas kartojimasis, kurį lemia atomų branduolio krūvis.*

## 2.2. Dabartinė periodinė cheminių elementų sistema

Mokantis dažniausiai naudojamas periodinės cheminių elementų sistemos ilgasis variantas.

Pagrindinės grupės

Grupė → **VIIB** Atominis skaičius  
Periodas → 4 Cheminis simbolis  
Atominė masė

Metalai Pusmetaliai Nemetalai

Šarminiai metalai  
Šarminių žemių metalai  
Halogenai  
Inertinės dujos

Pagrindinės grupės

1	2																	18	19	20
1	2																	18	19	20
3	4																	17	18	19
5	6																	15	16	17
7	8																	13	14	15
9	10																	11	12	13
11	12																	9	10	11
13	14																	7	8	9
15	16																	5	6	7
17	18																	3	4	5
19	20																	1	2	3
21	22																	1	2	3
23	24																	1	2	3
25	26																	1	2	3
27	28																	1	2	3
29	30																	1	2	3
31	32																	1	2	3
33	34																	1	2	3
35	36																	1	2	3
37	38																	1	2	3
39	40																	1	2	3
41	42																	1	2	3
43	44																	1	2	3
45	46																	1	2	3
47	48																	1	2	3
49	50																	1	2	3
51	52																	1	2	3
53	54																	1	2	3
55	56																	1	2	3
57	58																	1	2	3
59	60																	1	2	3
61	62																	1	2	3
63	64																	1	2	3
65	66																	1	2	3
67	68																	1	2	3
69	70																	1	2	3
71	72																	1	2	3
73	74																	1	2	3
75	76																	1	2	3
77	78																	1	2	3
79	80																	1	2	3
81	82																	1	2	3
83	84																	1	2	3
85	86																	1	2	3
87	88																	1	2	3
89	90																	1	2	3
91	92																	1	2	3
93	94																	1	2	3
95	96																	1	2	3
97	98																	1	2	3
99	100																	1	2	3
101	102																	1	2	3
103	104																	1	2	3
105	106																	1	2	3
107	108																	1	2	3
109	110																	1	2	3
111	112																	1	2	3
113	114																	1	2	3
115	116																	1	2	3
117	118																	1	2	3

\* Lantanoidai

\*\* Aktinoidai

Dabar chemikai yra *patvirtinę* 112\* elementų pavadinimus iš 118 periodinėje sistemoje įrašytų elementų (117 elementas dar neatrastas ir jo vieta lentelėje tuščia). Gamtiniuose mineraluose randami 89 elementai.

\**Idomu.* 112 elementas atrastas Darmštato (Vokietija) tyrimų centre. Atradimą padarė mokslininkų grupė, vadovaujama profesoriaus Zigurdo Hofmano. Elementas pavadintas lenkų astronomo Mikalojaus Koperniko garbei copernicium ir žymimas **Cn**.



**Idomu.** 70 kg sveriančio žmogaus apytikrė cheminių elementų sudėtis:

Pagrindiniai elementai (kg)		Makro-mineralai (g)		Pėdsekiniai elementai (mg)					
O	44	Ca	1700	Fe	5000	Mn	70	As	~3
C	12,3	P	680	Si	3000	I	70	Co	~3
H	6,6	K	250	Zn	1750	Al	35	Cr	~3
N	1,8	Cl	115	Rb	360	Pb	35	Ni	~3
S	0,1	Na	70	Cu	280	Ba	21	Se	~2
		Mg	42	Sr	280	Mo	14	Li	~2
				Br	140	B	14	V	~2
				Sn	140				

Visi žinomi cheminiai elementai periodinėje sistemoje išdėstyti pagal didėjančią atominį skaičių. Kiekvieno elemento simbolis pateikiamas atskirai langelyje, jame taip pat rašomas cheminio elemento atominis skaičius, apytikslė santykinė atominė masė. Kai kuriose periodinėse elementų sistemose prie cheminio simbolio rašomas ir oksidacijos laipsnis, elektrinis neigiamumas, elemento pavadinimas ir kt.

**Idomu.** Pasidomėjus 103 cheminių elementų atradimo istorija galima sudaryti lentelę.

\*JAV užima aukštą vietą, nes Berklio ir Los Alamoso laboratorijose buvo atrasti transuraniniai elementai.

\*\*Áustrija ir Dānija atrado po 2 elementus, Sūomija, Itālija, Mėksika, Lėnkija, Rumūnija, Rūsija, Ispānija – po 1 elementą.

Pirmauja Švėdija. Keturi švedų mokslininkai atrado 12 elementų iš 20: Jensas Jakobas Berselijus (1779–1848) – 4; jo draugas ir asistentas Karlas Gustavas Mosanderis (1797–1858) – 3; Peras Teodoras Klevė (1840–1905) – 3; Karlas Vilhelmas Šelė (1742–1786) – 2.

Šalis	Atrastų elementų skaičius
Švėdija	20
Ánglija	19
Prancūzija	15
JAV*	14
Vokietija	13
Škòtija	4
Šveicārija	3
Kitos šalys**	11

Keturioje periodinės cheminių elementų sistemos vietose elementai išdėstyti ne pagal didėjančią atominę masę:

Ar (39,948) – K (39,098);

Te (127,600) – I (126,905);

Co (58,933) – Ni (58,693);

Th (232,038) – Pa (231,036).



Prisiminkite: **elemento atominė masė – vidutinė visų gamtinių izotopų masių vertė**. Pavyzdžiui, argono atominę masę lemia izotopas, kurio atominė masė didesnė, o kalio – izotopas, kurio atominė masė mažesnė.

Cheminiai elementai skirstomi į **metalus**, **nemetalus** ir **pūsmetalius**.

**Metālams** būdinga aukšta lydymosi temperatūra, elektrinis ir šiluminis laidumas, jie yra blizgūs, kalūs, plastiški, dauguma pilkos spalvos (daugiau žr. 9 skyrių). Cheminėse reakcijose metalai atiduoda paskutinio (B grupių metalai tam tikrą skaičių priešpaskutinio) energijos lygmens elektronus ir virsta teigiamaisiais jonais (katijonais). Visi metalai (išskyrus gyvsidabrį Hg, kuris yra skystas) kambario temperatūroje yra kieti.

**Idomu.** Ar lietuviai yra ieškoję ir atradę naujų cheminių elementų? Mes dažnai per mažai žinome apie tautiečių laimėjimus. 1808 metais Lietuvės chemikas **Andrius Sniadeckis** aptiko naują elementą ir jį pavadino **vesčiu**. Šį savo atradimą mokslininkas 1808 metų birželio 28 dieną paskelbė Vilniaus universiteto posėdyje ir išspausdino pranešimą atskiru leidiniu. Sniadeckis bandymus atliko su Uralo platinos rūda. Svarbiausius duomenis apie naujojo elemento išskyrimo būdą ir savybes jis išsiuntė į Peterburgo mokslų akademiją, kuri 1809 metais juos išspausdino „Technologijos“ žurnale, o 1810 metais trumpą santrauką – Mokslų akademijos „Memuaruose“. Rūsijoje šis straipsnis nesulaukė jokio atgarsio, o Prancūzijos mokslų akademija sudarė keturių chemikų komisiją, vadovaujamą Klodo Lui Bertolė. Bandymą pakartoti ėmėsi Prancūzijos mokslų akademijos narys Antuanas Fransua Furkrua. Neturėdamas Uralo platinos rūdos, jis bandymą atliko su Pietų Amerikos rūda. Pasirinktame rūdos pavyzdyje Furkrua nepavyko aptikti naujojo elemento, todėl nusiuntė Sniadeckiui neigiamą atsakymą. Sniadeckis nieko neatsakė, ir tai buvo palaikyta sutikimu su komisijos išvadomis. 1844 metais tokį pat bandymą su Uralo platinos rūda pakartojo Kazanės profesorius Karlas Klausas, naujai gautą elementą jis pavadino **ruteniu** (lotyniškai Ruthenia – Rūsija). Yra žinoma, kad dar prieš Klauso atradimą 1828 metais Tartu universiteto profesorius Gustavas Osanas irgi atrado rutenį. Išnagrinėjus aplinkybes, kuriomis dirbo Sniadeckis ir nieko apie jo bandymus nežinojęs Klausas, galima teigti, jog **vestis ir rutenis** – tai tas pats cheminis elementas. Sniadeckį rutenio atradėju laiko įvairūs užsienio šaltiniai.

**Nemetālams** būdingas nedidelis elektrinis ir šiluminis laidumas, jie nėra blizgūs. Kambario temperatūroje nemetalai yra dujos (chloras, fluoras), skysčiai (bromas) ar kietosios medžiagos (jodas). Cheminėse reakcijose nemetalai prisijungia elektronus ir virsta neigiamaisiais jonais (anijonais). Daugiau apie nemetalus – 14 skyriuje.

Kai kurie elementai, pavyzdžiui, silicis Si, turi ir metališkųjų, ir nemetališkųjų savybių. Tokie elementai vadinami **pūsmetaliais**\* (9 pav. pažymėti šviesiai žalia spalva).

\***Pūsmetalis** – kristalinė medžiaga, kuri pagal savitąjį elektrinį laidumą yra tarp metalo ir puslaidininkio\*\*.

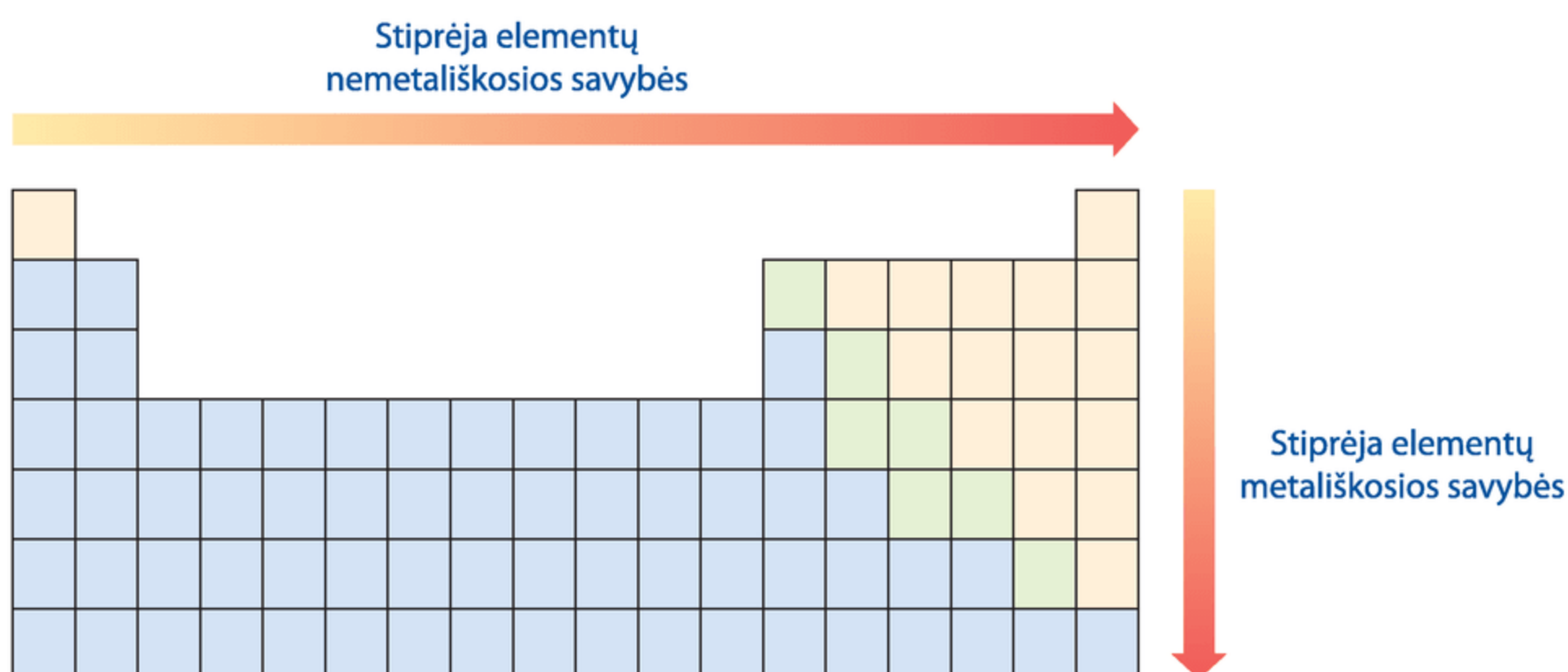


**\*\*Pūsleidininkis** – medžiaga, kuri pagal savitąjį elektrinį laidumą yra tarp metalo ir dielektriko (žr. p. 75).

**Periodai.** Gulsčios elementų eilės vadinamos **periòdais**. Periodas prasideda šarmi-  
niu metalu, išskyrus pirmąjį periodą, ir baigiasi inertinėmis dujomis. Visi vieno periodo  
elementai turi tiek pat elektronų lygmenų. Didėjant periodo numeriui, daugėja elektro-  
nų energijos lygmenų.

Periode iš kairės į dešinę elementų atomai išoriniame energijos lygmenyje turi vienu  
elektronu daugiau. Pavyzdžiui, litis Li išoriniame energijos lygmenyje turi vieną elek-  
troną, o šalia esantis berilis Be – du. Didėjant elektronų skaičiui išoriniame lygmenyje,  
kinta elementų savybės. Elementų vieta periodinėje sistemoje parodo atomų sandarą,  
taigi ir elementų savybes.

Periode iš kairės į dešinę silpnėja metališkosios ir stiprėja nemetališkosios savybės.



Šeštajame periode po lantano La yra 14 elementų, kurie sudaro atskirą grupę – **lantanoòidus**. Septintajame periode po aktinio Ac yra 14 elementų, kurie taip pat sudaro atskirą grupę – **aktinoòidus**.

**Grupės.** Nuo 1989 metų IUPAC siūlo naudoti periodinės cheminių elementų sis-  
temos ilgąjį variantą, kuriame yra 18 stulpelių, vadinamų **grùpėmis**. Grupės gali būti  
žymimos romėniškais skaičiais nuo I iki VIII arba arabiškais skaičiais nuo 1 iki 18.  
Prie romėniškų skaičių rašoma A arba B raidė. A raide žymimos grupės, kurias sudaro  
1–7 periodo elementai. Tos grupės vadinamos **pagrindinėmis**. Jei grupę sudaro tik 4–7  
periodo elementai, ji vadinama **šalutine** ir žymima B raide. Dabar periodinės elementų  
sistemos grupės dažnai žymimos abiem būdais.

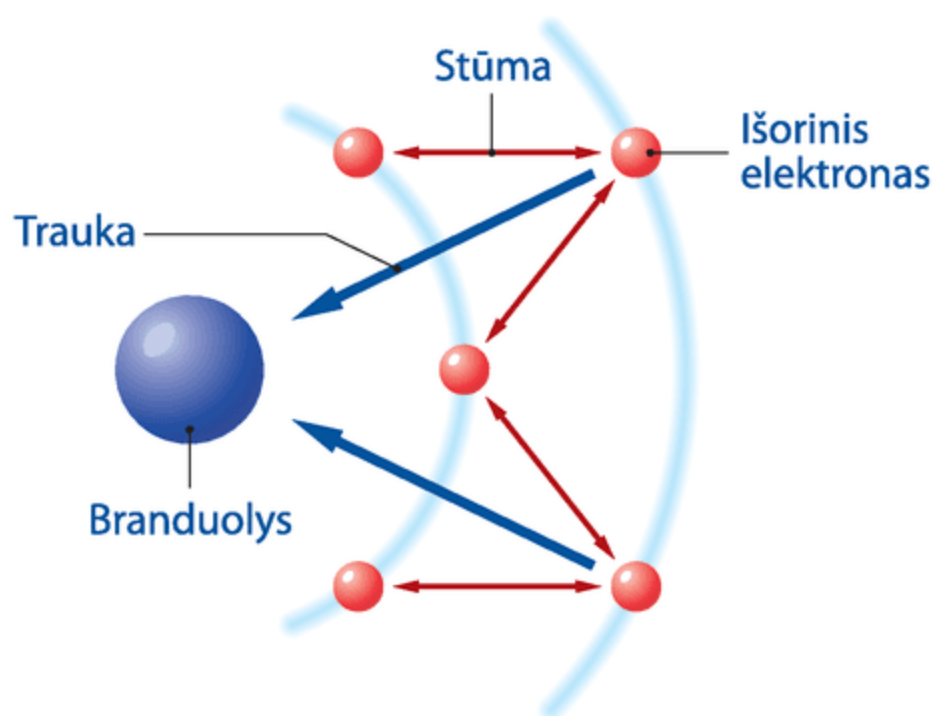




## 2.3. Atomų ir jonų spinduliai

Perioduose didėjant elektronų skaičiui, atomų spinduliai trumpėja (9 pav.). Vadinasi, didėjant elektronų skaičiui, didėja branduolio krūvis ir jo trauka – trumpėja atomo spindulys.

Mažųjų, t. y. 1–3, periodų *s* ir *p* elementų atomų spinduliai labai sutrumpėja, o *d* ir *f* elementams būdingas antrinis periodiškumas. Tai reiškia, kad *d* ir *f* elementų elektronai ekranuoja išorinių lygmenų elektronus. Juos branduolys mažiau traukia ir atomų spinduliai, didėjant branduolio krūviui, trumpėja ne taip smarkiai. Grupėse iš viršaus į apačią didėjant atomo branduolio krūviui ir elektronų lygmenų skaičiui, A grupių elementų atomų spinduliai ilgėja sparčiau negu B grupių elementų.



	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	<b>H</b> 1																	<b>He</b> 2
2	<b>Li</b> 3	<b>Be</b> 4											<b>B</b> 5	<b>C</b> 6	<b>N</b> 7	<b>O</b> 8	<b>F</b> 9	<b>Ne</b> 10
3	<b>Na</b> 11	<b>Mg</b> 12											<b>Al</b> 13	<b>Si</b> 14	<b>P</b> 15	<b>S</b> 16	<b>Cl</b> 17	<b>Ar</b> 18
4	<b>K</b> 19	<b>Ca</b> 20	<b>Sc</b> 21	<b>Ti</b> 22	<b>V</b> 23	<b>Cr</b> 24	<b>Mn</b> 25	<b>Fe</b> 26	<b>Co</b> 27	<b>Ni</b> 28	<b>Cu</b> 29	<b>Zn</b> 30	<b>Ga</b> 31	<b>Ge</b> 32	<b>As</b> 33	<b>Se</b> 34	<b>Br</b> 35	<b>Kr</b> 36
5	<b>Rb</b> 37	<b>Sr</b> 38	<b>Y</b> 39	<b>Zr</b> 40	<b>Nb</b> 41	<b>Mo</b> 42	<b>Tc</b> 43	<b>Ru</b> 44	<b>Rh</b> 45	<b>Pd</b> 46	<b>Ag</b> 47	<b>Cd</b> 48	<b>In</b> 49	<b>Sn</b> 50	<b>Sb</b> 51	<b>Te</b> 52	<b>I</b> 53	<b>Xe</b> 54
6	<b>Cs</b> 55	<b>Ba</b> 56	<b>La</b> 57	<b>Hf</b> 58	<b>Ta</b> 59	<b>W</b> 60	<b>Re</b> 61	<b>Os</b> 62	<b>Ir</b> 63	<b>Pt</b> 64	<b>Au</b> 65	<b>Hg</b> 66	<b>Tl</b> 67	<b>Pb</b> 68	<b>Bi</b> 69	<b>Po</b> 70	<b>At</b> 71	<b>Rn</b> 72

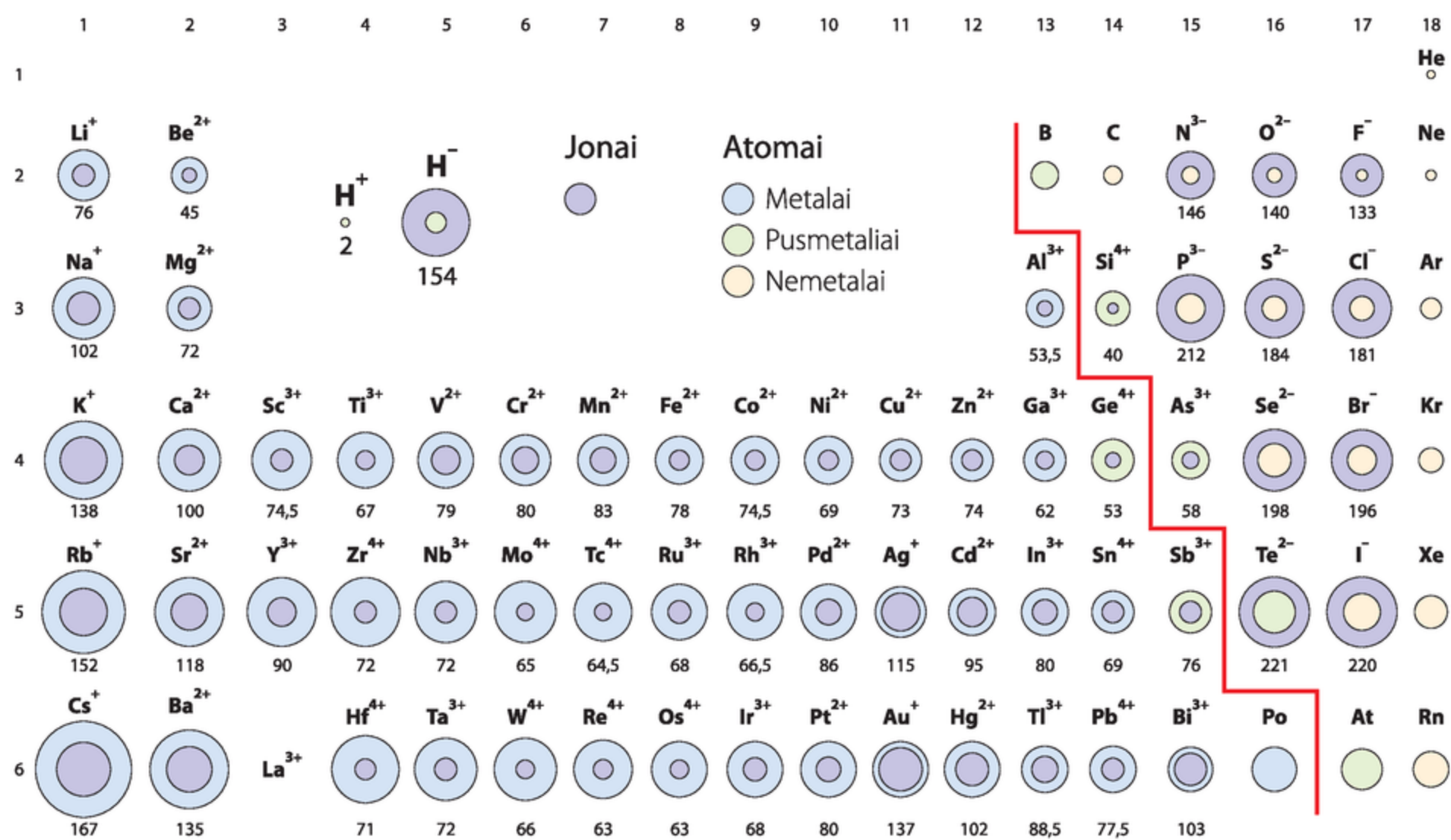
9 pav. Atomų spindulių (pm) kitimas periodinėje elementų sistemoje (duomenys iš [www.webelements.com](http://www.webelements.com))

Kai atomas atiduoda elektronus arba juos prisijungia, jis tampa elektros krūvį turinčia dalele – **jonu**. Teigiamąjį elektros krūvį turintis jonas vadinamas **katijonu**, o neigiamąjį krūvį – **anijonu**. Jonų tarpusavio jungimasis vadinamas **joniniu ryšiu**. Priešingų krūvių jonai traukia vienas kitą ir tokia trauka vadinama **elektrostātine trauka**.

Neorganinės chemijos tyrimams didelę reikšmę turi jonų spinduliai (žr. p. 34). Jei kristalą sudaro jonai (pavyzdžiui,  $\text{Na}^+$ ,  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{F}^-$ ), tai atstumas tarp branduolių yra



lygus jonų spindulių sumai. Remiantis teoriniais ir eksperimentiniais duomenimis, nustatyta, kad  $O^{2-}$  ir  $F^-$  jonų spinduliai yra atitinkamai 140 ir 133 pm (10 pav.).



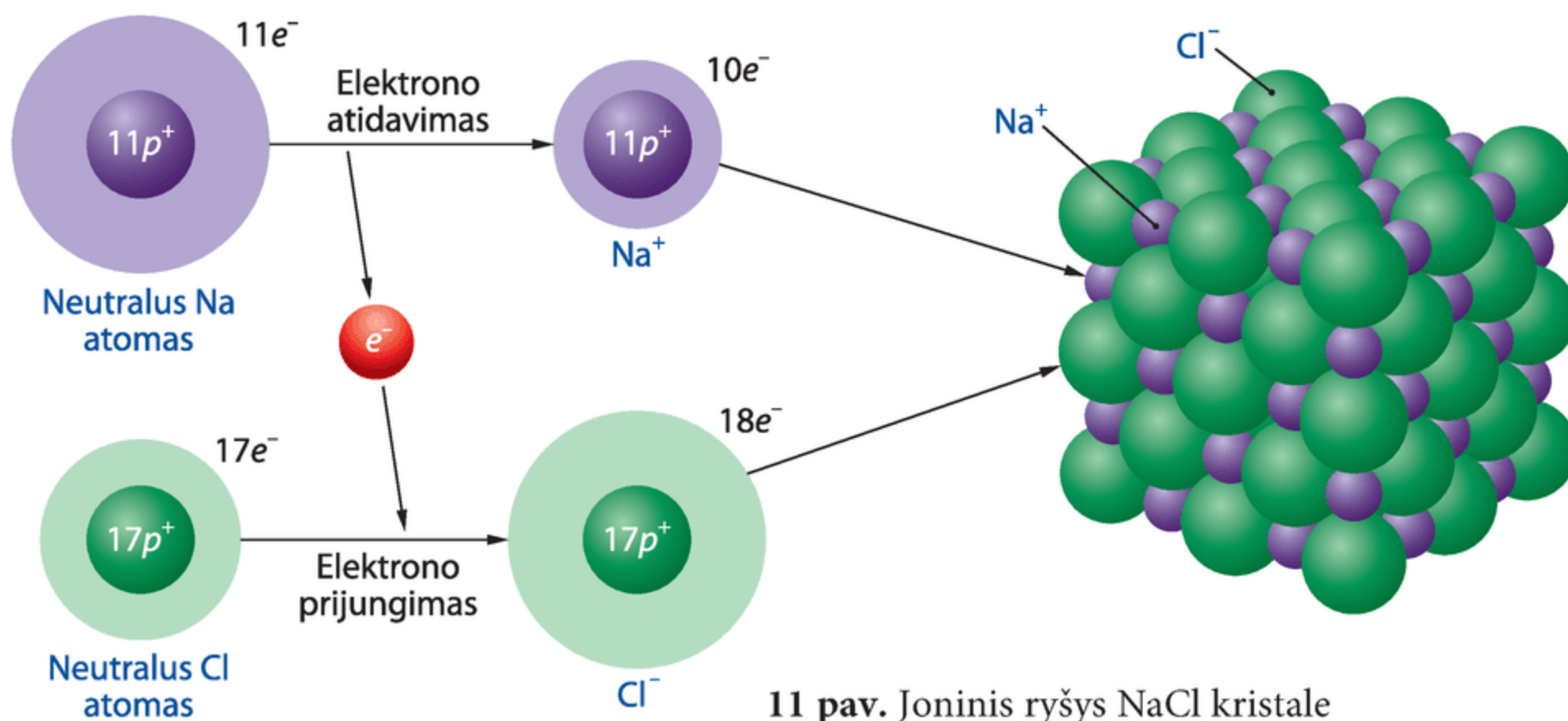
**10 pav.** Jonų spindulių (pm) kitimas periodinėje elementų sistemoje (duomenys iš R. D. Shanon „Acta Crystallographica“, 1976)

Žinant  $O^{2-}$ ,  $F^-$  spindulių ilgį ir atstumus tarp branduolių kristaluose, apskaičiuojami ir kitų jonų spinduliai. Katijonų spinduliai yra trumpesni už atomų spindulius. Šis skirtumas tuo didesnis, kuo didesnis katijono krūvis, pavyzdžiui,  $Mn^{2+}$  80 pm,  $Mn^{4+}$  60 pm,  $Mn^{7+}$  46 pm,  $Fe^{2+}$  74 pm,  $Fe^{3+}$  64 pm. Katijonų spinduliai trumpėja ne tik dėl branduolio traukos padidėjimo (sumažėjus elektronų skaičiui elektronų apvalkale), bet ir dėl to, kad didesnio krūvio katijonas labiau traukia neigiamąjį joną (atstumas tarp branduolių kristalinėje gardelėje irgi mažėja).

Dėl šių priežasčių jonų spinduliai yra sąlyginiai dydžiai, nes to paties jono spinduliai įvairiuose junginiuose ne visai vienodi, o tik panašūs.

Anijonų spinduliai visada ilgesni už atomų spindulius. *Nors į paskutinę orbitalę, kuri nuo branduolio nutolusi tam tikru atstumu, pereina vienas, du ar trys elektronai, atomo spindulio ilgį lemia ne tik branduolio ir elektronų trauka, bet ir elektronų tarpusavio stūma. Prisijungus papildomą elektroną, stūmos jėgos tarp elektronų padidėja, o branduolio krūvis išlieka toks pat.* Ekranavimas irgi išlieka toks pat arba labai panašus. Todėl padidėjus stūmos jėgoms elektronai nutolsta vienas nuo kito, kol vėl susilygina stūmos ir traukos jėgos (11 pav.).





## 2.4. Oksidacijos laipsnis

**Oksidacijos laipsniu vadinamas sąlyginis krūvis, kurį atomas įgyja junginyje netekdamas arba prisijungdamas valentinių elektronų.** Kitaip tariant, oksidacijos laipsnis – krūvis, kurį įgytų atomas, jei visos cheminę ryšį sudarančios elektronų poros būtų pasislinkusios prie didesnio elektrinio neigiamumo elemento. Jei cheminę ryšį sudaro du vienodo elektrinio neigiamumo elementai, tai ryšio elektronai priklauso abiem elementams, o oksidacijos laipsnis lygus nuliui.

Oksidacijos laipsnis gali būti **teigiamas, neigiamas** ar **lygus nuliui**.

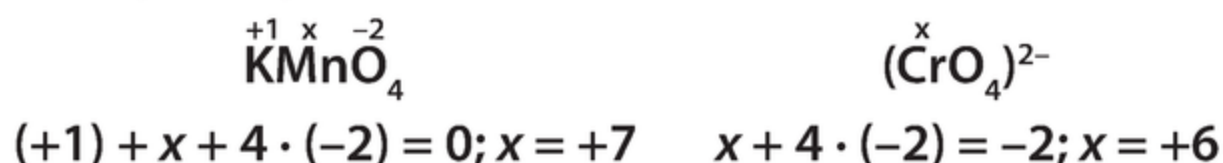
**Oksidacijos laipsnis rašomas arabiškais skaitmenimis virš cheminio elemento simbolio su „+“ arba „–“ ženklu, pavyzdžiui,  $Mn^{+7}$  ( $KMnO_4$ ). Jono krūvis žymimas  $Ba^{2+}$ .**

### Oksidacijos laipsnio skaičiavimo taisyklės

1. Vieninių medžiagų oksidacijos laipsnis lygus nuliui.
2. H – +1, išskyrus metalų hidridus, kuriuose H oksidacijos laipsnis –1, pavyzdžiui:  $NaH^{+1 -1}$ ,  $CaH_2^{+2 -1}$ .
3. O – –2, išskyrus peroksidus (pavyzdžiui,  $H_2O_2^{-1}$ ), kuriuose O oksidacijos laipsnis –1, ir fluoro oksidą  $OF_2^{+2}$ , kuriame oksidacijos laipsnis +2.
4. Šarminių metalų oksidacijos laipsnis yra +1.
5. Jei junginį sudaro du elementai, tai neigiamą oksidacijos laipsnį įgyja tas, kurio elektrinis neigiamumas didesnis. Pavyzdžiui,  $As_2Se_3^{+3 -2}$ , nes As elektrinis neigiamumas 1,0, o Se – 2,4.



6. Elementų oksidacijos laipsnių suma *molekulėje ar joniniame junginyje* yra lygi *nuliui*, o *sudėtiniame jone – jono krūviui*.

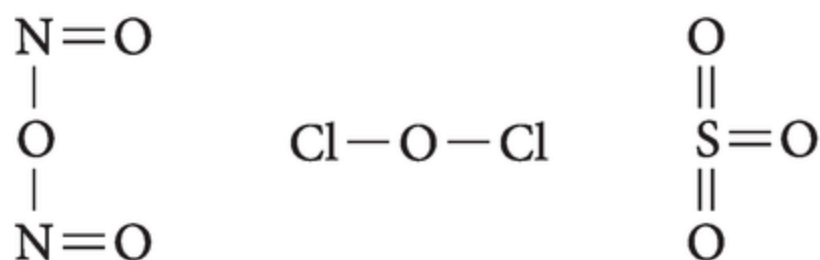


Oksidacijos laipsnis išreiškiamas sveikaisiais skaičiais, nes parodo, kiek elementariųjų krūvių yra prisitraukęs ar atidavęs atomas.

Oksidacijos laipsnis yra formalusis dydis, nes jis neatskleidžia tikrojo atomo krūvio junginyje. Pagal tai, ar kinta elementų oksidacijos laipsnis, cheminės reakcijos skirstomos į oksidacijos-redukcijos ir reakcijas, kurioms vykstant elementų oksidacijos laipsniai išlieka tokie pat, pavyzdžiui, mainų (žr. p. 79). Atsižvelgiant į oksidacijos laipsnius braižomos cheminių junginių **grąfinės formulės**\*. Pagal oksidacijos laipsnį galima nustatyti medžiagų oksidacines ir redukcines savybes. Elemento atomai, kurių oksidacijos laipsnis didžiausias (jis dažniausiai atitinka periodinės sistemos grupės numerį), reakcijose tampa **oksidatoriais**. Mažiausią oksidacijos laipsnį turintys elementai yra **reduktoriai**. **Atomai, kurių oksidacijos laipsnis tarpinis, turi ir oksidacinių, ir redukcinių savybių**. Pavyzdžiui, azoto rūgšties molekulėje  $\text{HNO}_3$  azoto oksidacijos laipsnis yra +5, todėl  $\text{HNO}_3$  oksidacijos-redukcijos reakcijose yra tik oksidatorius. Amonio jone  $\text{NH}_4^+$  azoto oksidacijos laipsnis yra -3, todėl šiam jonui būdingos tik redukcinės savybės.  $\text{NO}_2^-$  ir  $\text{NO}_2$  azoto oksidacijos laipsniai – +3 ir +4, todėl nitrito jonui ir azoto(IV) oksidui būdingos ir oksidacinės, ir redukcinės savybės.

\***Grąfinė formulė** – formulė, atspindinti molekulės atomų jungimosi tvarką ir iš dalies erdvinį molekulės išsidėstymą.

### Grafinių formulių pavyzdžiai



Perioduose iš kairės į dešinę A grupių elementų teigiamas oksidacijos laipsnis nuosekliai didėja, nes jis paprastai sutampa su A grupės numeriu. Junginiuose su deguonimi didžiausias teigiamas oksidacijos laipsnis lygus A grupės elemento numeriui. Junginiuose su vandeniliu oksidacijos laipsniai tokie: teigiamas metalų oksidacijos laipsnis lygus grupės numeriui, o nemetalų – grupės numeriui minus aštuoni. Pavyzdžiui, metano molekulėje  $\text{CH}_4$  anglies oksidacijos laipsnis yra -4, taigi  $4 - 8 = -4$ .

IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA
$\overset{+1}{\text{R}}_2\text{O}$	$\overset{+2}{\text{R}}\text{O}$	$\overset{+3}{\text{R}}_2\text{O}_3$	$\overset{+4}{\text{R}}\text{O}_2$	$\overset{+5}{\text{R}}_2\text{O}_5$	$\overset{+6}{\text{R}}\text{O}_3$	$\overset{+7}{\text{R}}_2\text{O}_7$
$\overset{+1}{\text{R}}\text{H}$	$\overset{+2}{\text{R}}\text{H}_2$	$\overset{+3}{\text{R}}\text{H}_3$	$\overset{-4}{\text{R}}\text{H}_4$	$\text{H}_3\overset{-3}{\text{R}}$	$\text{H}_2\overset{-2}{\text{R}}$	$\text{H}\overset{-1}{\text{R}}$



**Išimtys:** fluoro oksidacijos laipsnis yra tik  $-1$ , bromas neturi oksidacijos laipsnio  $+7$ .

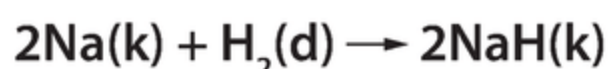
## 2.5. Elektrinis neigiamumas

Elektrinio neigiamumo (EN) sąvoka vartojama daugiau kaip 150 metų. Dabartinę apibrėžtį 1932 metais pateikė Lainusas Polingas. *Elektrinių neigiamumų vadinama atomo savybė pritraukti kito atomo, su kuriuo junginyje yra sudaręs ryšį (ryšius), elektronus.* Plačiausiai taikoma Polingo santykinio elektrinio neigiamumo EN skalė, kurios skaitinės vertės kinta nuo 0 iki 4.

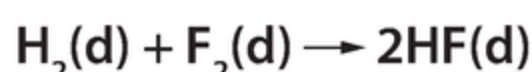
**A grupių cheminių elementų elektrinis neigiamumas santykiniais vienetais**

IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
H 2,1							He
Li 1,0	Be 1,5	B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0	Ne
Na 1,0	Mg 1,2	Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0	Ar
K 1,0	Ca 1,0	Ga 1,7	Ge 1,9	As 2,1	Se 2,4	Br 2,8	Kr 3,0
Rb 0,9	Sr 1,0	In 1,6	Sn 1,8	Sb 1,9	Te 2,1	I 2,5	Xe 2,6
Cs 0,8	Ba 1,0	Tl 1,6	Pb 1,7	Bi 1,8	Po 1,9	At 2,1	Rn
Fr 0,8	Ra 1,0						

Elektrinis neigiamumas yra vienas svarbiausių elemento parametrų, kuris parodo cheminio ryšio pobūdį junginyje (žr. p. 52), chemines savybes ir kt. Pavyzdžiui, reaguojant natriui su vandeniliu, reduktorius bus Na, nes jo elektrinis neigiamumas mažesnis (0,9) negu vandenilio H (2,1).



Reaguojant vandeniliui su fluoru (elementų elektriniai neigiamumai – 2,1 ir 4,0), reduktorius bus H, oksidatorius F.





Kuo didesnis elektrinis neigiamumas, tuo stipresnės elemento oksidacinės savybės, kuo elektrinis neigiamumas mažesnis, tuo stipresnės redukcinių savybės.

## 2.6. Hidridų savybių kitimo dėsningumai

**Hidridas** – vandenilio junginys su metalu arba su mažesnio negu vandenilio elektrinio neigiamumo nemetalu.

Bendrosios vandenilinių junginių formulės pateikiamos lentelėje.

Elementų grupės	I	II	III	IV	V	VI	VIII
Bendrosios hidridų formulės	$\overset{+1}{R}\overset{-1}{H}$	$\overset{+2}{R}\overset{-1}{H}_2$	$\overset{+3}{R}\overset{-1}{H}_3$	$\overset{-4}{R}\overset{+1}{H}_4$	$\overset{+1}{H}_3\overset{-3}{R}$	$\overset{+1}{H}_2\overset{-2}{R}$	$\overset{+1}{H}\overset{-1}{R}$
	Nelakieji vandeniliniai junginiai			Lakieji vandeniliniai junginiai			

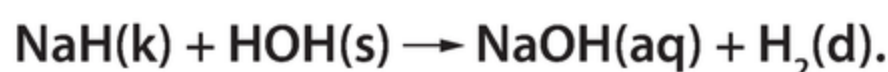
Hidridai pagal chemines savybes skirstomi į keturias grupes: 1) aktyviųjų metalų hidridai; 2) polimeriniai ir kompleksiniai hidridai; 3) intermetaliniai\* hidridai; 4) nemetalų hidridai.

\***Intermetalinis junginys** – nestechiometrinis (nepastovios sudėties) kietafazis junginys, susidedantis tik iš metalų arba metalų ir vandenilio.

1) Aktyvieji metalai su vandeniliu sudaro kietąsias, joninę kristalinę gardelę turinčias medžiagas – hidridus. Hidridai disocijuoja į metalo katijonus ir  $H^-$ . Metalų hidriduose vandenilio oksidacijos laipsnis  $-1$ . Kadangi vandenilio elektrinis neigiamumas yra didesnis negu Li, tai LiH molekulėje elektronų tankis pasislinkęs į vandenilio atomo pusę. Lengviausiai su vandeniliu jungiasi šarminiai metalai.



Su metalais vandenilis sudaro nelakiasias, nemolekulinės struktūros, aukštos lydymosi temperatūros kietąsias medžiagas. Jos lengvai hidrolizuojasi:



2) **Polimeriniai hidridai** susidaro dėl vandenilinio ryšio. Dažniausiai juos sudaro cinkas, aliuminio pogrupio metalai (Ga, In, Tl), taip pat boras. Bendroji formulė  $(MH_2)_z$  arba  $(MH_3)_z$ . Šie hidridai – kietosios medžiagos, kurios kaitinamos skyla į vandenilį ir metalą.

Aluminio ir ypač boro hidridai ( $\text{AlH}_3$  ir  $\text{BH}_3$ ) su šarminių metalų hidridais sudaro kompleksinius junginius:  $\text{Na}[\text{BH}_4]$ ,  $\text{Li}[\text{BH}_4]$ ,  $\text{Li}[\text{AlH}_4]$ . Šiuos junginius lengvai skaido vanduo:



3) **Intermetalinių hidridų** sudaro pereinamieji metalai (*d* elementai), ypač VIIIB grupės elementai (Fe, Co, Ni; Ru, Rh, Pd; Os, Ir, Pt). Susidarant šiems hidridams, vandenilis tirpsta metale ir gaunami kietieji tirpalai. Kadangi tirpaluose tirpiklio ir tirpinio santykiniai kiekiai labai skiriasi, tai intermetaliniai vandeniliniai junginiai neturi pastovios sudėties. Pavyzdžiui, didžiausios koncentracijos vandenilio tirpalas yra paladyje  $\text{PdH}_{0,39}^*$ .

*\*Įdomu. Pd ir Ni sudaro hidridus, kuriuose kaip talpyklose laikomas automobilių kurui naudojamas vandenilis.*

4) **Nemetalų hidridai**. Su nemetalais vandenilis (jo oksidacijos laipsnis +1) sudaro molekulinės struktūros lakiąsias medžiagas: dujas ar skysčius. Kai kurie nemetalų hidridai (pavyzdžiui, fosfinas  $\text{PH}_3$ ) net užsidega ore.

Nemetalų hidridų savybės apibendrinamos 12 paveiksle.

Stiprėja rūgštinės savybės

$\text{CH}_4$	$\text{NH}_3$	$\text{H}_2\text{O}$	$\text{HF}$
$\text{SiH}_4$	$\text{PH}_3$	$\text{H}_2\text{S}$	$\text{HCl}$
		$\text{H}_2\text{Se}$	$\text{HBr}$
		$\text{H}_2\text{Te}$	$\text{HI}$

– bazinės savybės
  – rūgštinės savybės
  – amfoterinės savybės
  – nereaguoja su rūgštimis ir bazėmis

12 pav. Nemetallų hidridų savybių kitimas

Nemetalų hidridų tirpumas vandenyje smarkiai skiriasi.

$\text{CH}_4$  ir  $\text{SiH}_4$  labai mažai tirpsta vandenyje ir neturi nei rūgštinių, nei bazinių savybių. Vandenilis neatskyla, nes jis su nemetalu sudaro tvirtą ryšį. Šie junginiai neprisijungia vandenilio iš vandens, nes  $\text{CH}_4$  ir  $\text{SiH}_4$  molekulėse nėra laisvųjų elektronų, kurie galėtų sudaryti cheminius ryšius.



Prisiminkite 11 klasės kursą: nors metanas mažai tirpsta vandenyje (20 °C temperatūroje ištirpsta 0,0023 g/100 g vandens), tačiau vandenynų dugne susidaro metano hidratų\*:  $\text{CH}_4 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ . Iš šių hidratų kasmet į atmosferą patenka 10 milijonų tonų metano.

\***Hidratai** – medžiagos, kurių sudėtyje yra chemiškai prisijungusio vandens.

Kodėl panašios sandaros vandenilinių nemetalų junginių cheminės savybės labai skiriasi?

Prisiminkime elementų elektrinius neigiamumus (EN):

**C – 2,5; H – 2,2; N – 3,04; Si – 1,8; Cl – 3,0.**

Poliniame tirpiklyje (vandens molekulės smarkiai polinės) geriausiai tirpsta medžiagos, kurių molekulėse atomai jungiasi kovalentiniu ryšiu, yra polinių molekulių.

**$\text{CH}_4$  ( $\Delta\text{EN} = 0,4$ )  $\text{NH}_3$  ( $\Delta\text{EN} = 0,9$ )  $\text{HCl}$  ( $\Delta\text{EN} = 0,9$ )**

Lakiųjų nemetalų hidridų vandeniniams tirpalams būdingos skirtingos savybės. Kaip jos kinta perioduose? Išnagrinėkime vandenilinių junginių, kuriuos sudaro antrojo periodo nemetalai (azotas ir fluoras), savybes. Amoniakas  $\text{NH}_3$  turi **bazinių** savybių, o vandenilio fluoridas  $\text{HF}$  – **rūgštinių**. Toks dėsningumas būdingas ir trečiojo periodo elementų (nemetalų) vandeniniams junginiams: fosfinas  $\text{PH}_3$  turi **bazinių** savybių, o vandenilio chloridas  $\text{HCl}$  – **rūgštinių**.

Perioduose iš kairės į dešinę didėjant atomo branduolio krūviui, nemetalų hidridų rūgštinės savybės stiprėja.

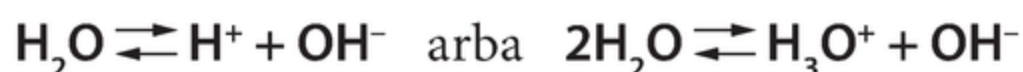
Mažėjant elektriniam neigiamumui nemetalų hidriduose, mažėja ryšio energijos vertė (ilgėja anijono spindulys), t. y. ryšys vandenilis–halogenas silpnėja, o hidrido molekulės tampa mažiau polinės. Tokie nemetalų hidridai vandeniniuose tirpaluose lengviau skyla į jonus, jų rūgštinės savybės yra stipresnės.

Ryšys	Elektrinio neigiamumo skirtumas $\Delta\text{EN}$	Ryšio energija $\Delta H$ (kJ/mol)	Anijono spindulys (pm)
H–F	1,9	+565	F <sup>–</sup> 133
H–Cl	0,9	+431	Cl <sup>–</sup> 181
H–Br	0,7	+364	Br <sup>–</sup> 196
H–I	0,4	+297	I <sup>–</sup> 220

**Išvada:** stipriausia rūgštis yra vandenilio jodido. Panašiai kaip VIA grupės nemetalų hidridų:



$\text{H}_2\text{O}$  turi amfoterinių savybių.



Amoniakui  $\text{NH}_3$ , kaip ir fosfinui  $\text{PH}_3$ , būdingos bazinės savybės, tačiau fosfino bazinės savybės yra silpnesnės.

**Apibendrinamosios išvados:**

- 1) perioduose didėjant atomo branduolio krūviui, nemetalų hidridų rūgštinės savybės stiprėja;
- 2) didėjant A grupių elementų atomo branduolio krūviui, atomų spinduliai ilgėja, todėl nemetalų hidridų rūgštinės savybės stiprėja.

## 2.7. Oksidų ir deguoninių rūgščių savybių kitimo dėsningumai

Oksidų, hidroksoidų ir rūgščių cheminės savybės išsamiau aptariamos 7 skyriuje.

Lygindami įvairių periodų ir grupių elementų oksidų savybes, nagrinėsime oksidus, kurių elementų oksidacijos laipsnis yra didžiausias.

**Perioduose aukščiausiųjų oksidų\* savybės pamažu kinta nuo bazinių iki rūgštinių.**

Stiprėja rūgštinės savybės

IA		IIA								VIIIA
				IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA		
$\text{Li}_2\text{O}$	$\text{BeO}$	$\text{B}_2\text{O}_3$	$\text{CO}_2$	$\text{N}_2\text{O}_5$						
$\text{Na}_2\text{O}$	$\text{MgO}$	$\text{Al}_2\text{O}_3$	$\text{SiO}_2$	$(\text{P}_2\text{O}_5)_2$	$\text{SO}_3$	$\text{Cl}_2\text{O}_7$				
$\text{K}_2\text{O}$	$\text{CaO}$	$\text{Ga}_2\text{O}_3$	$\text{GeO}_2$	$\text{As}_2\text{O}_5$	$\text{SeO}_3$	$\text{Br}_2\text{O}_5$				
$\text{Rb}_2\text{O}$	$\text{SrO}$	$\text{In}_2\text{O}_3$	$\text{SnO}_2$	$\text{Sb}_2\text{O}_5$	$\text{TeO}_3$	$\text{I}_2\text{O}_5$				
$\text{Cs}_2\text{O}$	$\text{BaO}$	$\text{Tl}_2\text{O}_3$	$\text{PbO}_2$	$\text{Bi}_2\text{O}_5$						

Stiprėja bazinės savybės

Išnagrinėkime, kaip keičiasi trečiojo periodo elementų (nuo natrio Na iki chloro Cl) oksidų savybės. Natrio ir magnio oksidai, kaip ir jų hidroksoidai, turi bazinių savybių, aliuminio oksidas  $\text{Al}_2\text{O}_3$  ir hidroksoidas – amfoterinių. Kitų oksidų  $\text{SiO}_2 \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{SO}_3 \rightarrow \text{Cl}_2\text{O}_7$ , kuriuos atitinka rūgštys  $\text{H}_2\text{SiO}_3 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{HClO}_4$ , rūgštinės savybės stiprėja.

\***Aukščiausiasis oksidas** – oksidas, kurio elemento oksidacijos laipsnis didžiausias.



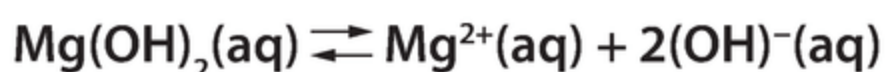
Toki cheminių savybių kitimą galima paaiškinti remiantis atomo sandara ir cheminiu ryšiu. Hidroksidams ir rūgštims būdingas fragmentas A–O–H. Hidroksidų disociacija vyksta atskylant hidroksido jonui  $\text{OH}^-$ , o rūgščių jonizacija – atskylant vandenilio jonui  $\text{H}^+$ . Disociacijos ar jonizacijos pobūdis priklauso nuo ryšių A–O ir O–H poliškumo. Jį lemia susijungusių cheminių elementų elektrinių neigiamumų skirtumas  $\Delta\text{EN}$ . Periode iš kairės į dešinę cheminių elementų elektrinis neigiamumas didėja, o ryšį A–O sudarančių elementų  $\Delta\text{EN}$  mažėja (palyginkite O–H ryšio  $\Delta\text{EN}$ ).

Ryšys	Na–O	Mg–O	Al–O	Si–O	P–O	S–O	Cl–O	O–H
$\Delta\text{EN}$	2,5	2,3	2,0	1,7	1,4	1,0	0,5	1,4

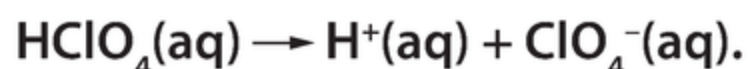
Taigi  $\text{NaOH}$  ir  $\text{Mg}(\text{OH})_2$  disociacija vyksta atskylant hidroksido jonui  $\text{OH}^-$ :



$\text{Mg}^{2+}$  jono spindulys trumpesnis negu  $\text{Na}^+$  jono, todėl magnio ir deguonies ryšys stipresnis. Magnio hidroksidas yra silpnesnis ir silpniau disocijuoja.



$\text{H}_2\text{SiO}_3$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HClO}_4$  jonizacija vyksta atskylant vandenilio jonui  $\text{H}^+$ , pavyzdžiui:



$\text{Al}(\text{OH})_3$  ryšių Al–O ir O–H poliškumas yra labai nedidelis ( $\Delta\text{EN}$  – 2,0 ir 1,4), todėl  $\text{Al}(\text{OH})_3$  disocijuoja atskylant ir hidroksido jonui  $\text{OH}^-$ , ir vandenilio jonui  $\text{H}^+$ . Aliuminio oksido amfoteriškumą įrodančios reakcijos – p. 117.

Plačiau disociaciją ir jonizaciją nagrinėsime 19 skyriuje.

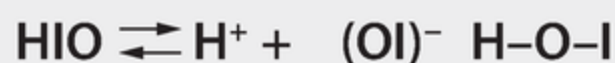
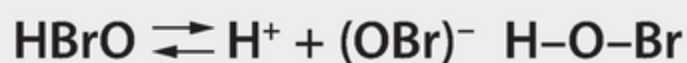
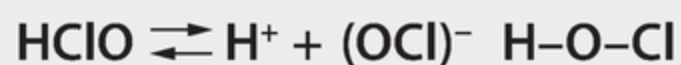
Periodinės cheminių elementų sistemos A grupėse iš viršaus į apačią nemetalų aukščiausiųjų oksidų rūgštinės savybės silpnėja. Pavyzdžiui, VA grupės azoto(V) oksido  $\text{N}_2\text{O}_5$  rūgštinės savybės (sudaro vieną stipriausių rūgščių – azoto rūgštį  $\text{HNO}_3$ ) stipresnės negu fosforo(V) oksido  $\text{P}_2\text{O}_5$ .

VIIA grupės elementų (halogenų) to paties oksidacijos laipsnio deguoninių rūgščių stiprumas kinta:




Taip yra dėl to, kad ryšys tarp  $\text{H}^+$  ir rūgšties liekanos silpnėja (ilgėjant rūgšties liekanos spinduliui ir trumpėjant halogeno atomo spinduliui).

Spindulys (pm)	
Atomo	Jono
H 53	$\text{H}^+$ 2
O 48	$\text{O}^{2-}$ 140
Cl 79	$\text{Cl}^-$ 181
Br 94	$\text{Br}^-$ 196
I 115	$\text{I}^-$ 220



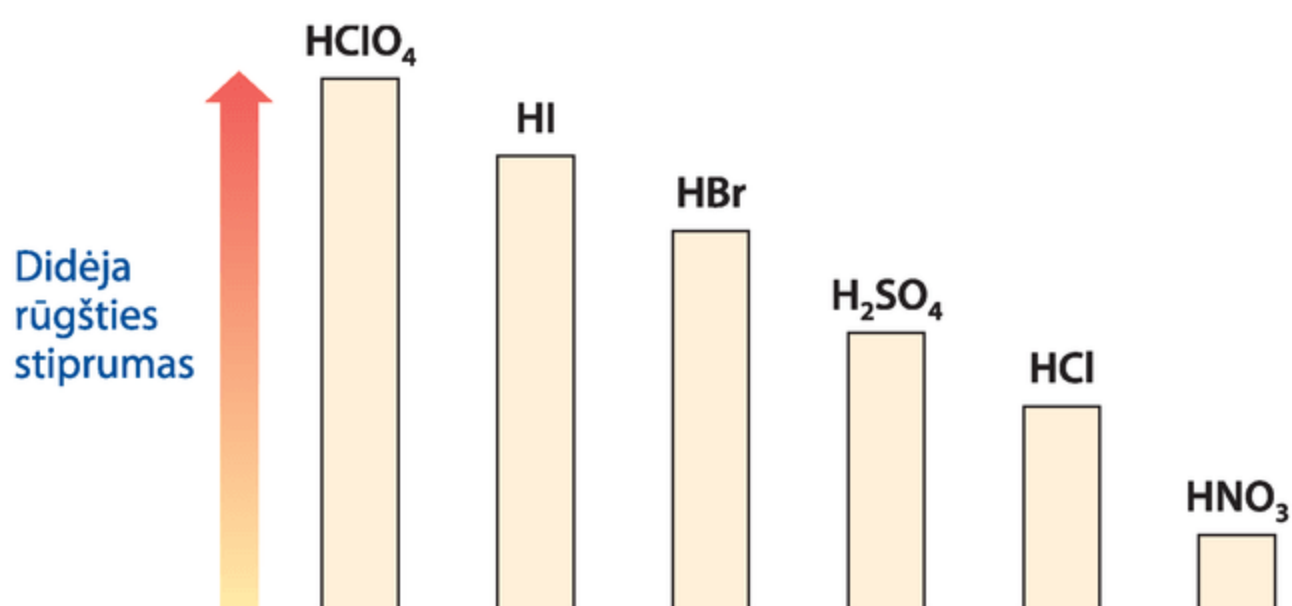
Jei cheminis elementas turi kelis oksidacijos laipsnius, tai, didėjant atomo oksidacijos laipsniui, to paties periodo elementų deguoninių junginių rūgštinės savybės stiprėja.

		Stiprėja rūgštinės savybės			
					
+1		HClO	HBrO	HIO	
+3	Stiprėja rūgštinės savybės	HClO <sub>2</sub>	—	—	Stiprėja oksidacinės savybės
+5		HClO <sub>3</sub>	HBrO <sub>3</sub>	HIO <sub>3</sub>	
+7		HClO <sub>4</sub>	—	HIO <sub>4</sub>	

Prisiminkite  $\text{HF} < \text{HCl} < \text{HBr} < \text{HI}$  ir palyginkite.

Bendroji deguoninių rūgščių formulė  $\text{A}(\text{OH})_m\text{O}_n$ . Jei  $n = 0$ , tai tokia deguoninė rūgštis laikoma silpnąja ( $\text{H}_3\text{BO}_3$ ,  $\text{HClO}$ ); jei  $n = 1$ , tai deguoninė rūgštis yra silpnoji ( $\text{H}_2\text{CO}_3$ ) arba vidutinio stiprumo ( $\text{H}_3\text{PO}_4$ ); jei  $n = 2$ , tai rūgštis yra stiprioji ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HNO}_3$ ).

Kaip tarpusavyje susijusios įvairaus stiprumo rūgštys, pavaizduota šioje diagramoje.



Rūgščių ir hidroksidų kiekybinis stiprumo rodiklis (disociacijos laipsnis) aptariamas 19 skyriuje.



### Oksidų, jų hidratų rūgštinių ir bazinių savybių kiekybiniai kriterijai:

1. Oksidą ar jo hidratą sudarančio elemento jono spindulys.

Kai elemento jono spindulys trumpesnis negu 40 pm, oksidas ar jo hidratas pasižymi rūgštinėmis savybėmis; 40–65 pm – amfoterinėmis savybėmis, daugiau negu 65 pm – bazinėmis savybėmis.

	CrO	Cr <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	CrO <sub>3</sub>
Cr jono spindulys (pm)	83	64	35
Savybės	bazinės	amfoterinės	rūgštinės

2. Oksidacijos laipsnis (žr. p. 35).

Įvairių cheminių elementų oksidų hidratų savybės apibendrinamos lentelėje.

Stiprėja bazinės savybės	LiOH	Be(OH) <sub>2</sub>	H <sub>3</sub> BO <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	HNO <sub>3</sub>	—	—	Stiprėja rūgštinės savybės
	NaOH	Mg(OH) <sub>2</sub>	Al(OH) <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub>	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	HClO <sub>4</sub>	
	KOH	Ca(OH) <sub>2</sub>	Ga(OH) <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> GeO <sub>3</sub>	H <sub>3</sub> AsO <sub>4</sub>	H <sub>2</sub> SeO <sub>4</sub>	—	
	RbOH	Sr(OH) <sub>2</sub>	In(OH) <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> SnO <sub>3</sub>	H <sub>3</sub> SbO <sub>4</sub>	H <sub>6</sub> TeO <sub>6</sub>	HIO <sub>4</sub>	
	Baziniai hidroksidai		Amfoteriniai hidroksidai		Rūgštinių oksidų hidratai			

## 2.8. Valentingumas

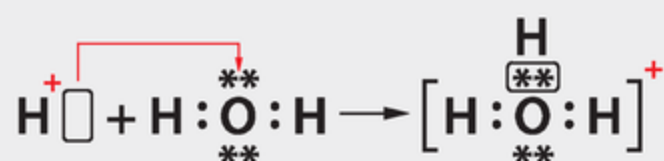
Seniau valentingumu laikyta atomo savybė prijungti tam tikrą kito elemento atomų skaičių (dažniausiai pagal vandenilį). Vėliau valentingumas pradėtas sieti su nesuporuotųjų elektronų skaičiumi. Pavyzdžiui: H ( $1s^1$ ) valentingumas lygus vienam; He  $1s^2$  valentingumas lygus nuliui; Be ( $1s^2 2s^2$ ) valentingumas lygus 2 (nes vienas sužadinto atomo 2s elektronas pereina į 2p orbitalę: Be\*  $1s^2 2s^1 2p^1$ ). Gauti **dvivalenčio** He neįmanoma, nes elektronui pereiti iš pirmojo energijos lygmens 1s orbitalės į antrojo energijos lygmens 2s orbitalę reikia tiek energijos, kad jos negali kompensuoti energija, išsiskirianti susidarant cheminiam ryšiui. Todėl helis yra inertiška medžiaga.

Dabartinė valentingumo apibrėžtis: **valentingumas** – *cheminio elemento atomo ryšių, sudaromų su kitais atomais, skaičius. Valentingumas lygus atomus jungiančių elektronų porų skaičiui.*

Dažnai atomo valentingumas lygus periodinės cheminių elementų sistemos elemento grupės numeriui.

**Antrojo periodo** elementų valentingumas ne visada sutampa su grupės numeriu, bet **nebūna didesnis negu 4**:  $\text{NH}_4^+$  jone N valentingumas 4 (4 kovalentiniai ryšiai, iš kurių 1 donorinis-akceptorinis ryšys).

Oksonio jone  $\text{H}_3\text{O}^+$  deguonis trivalentis, nes jame deguonies atomo elektronų pora patenka į  $\text{H}^+$  jono laisvą orbitalę.

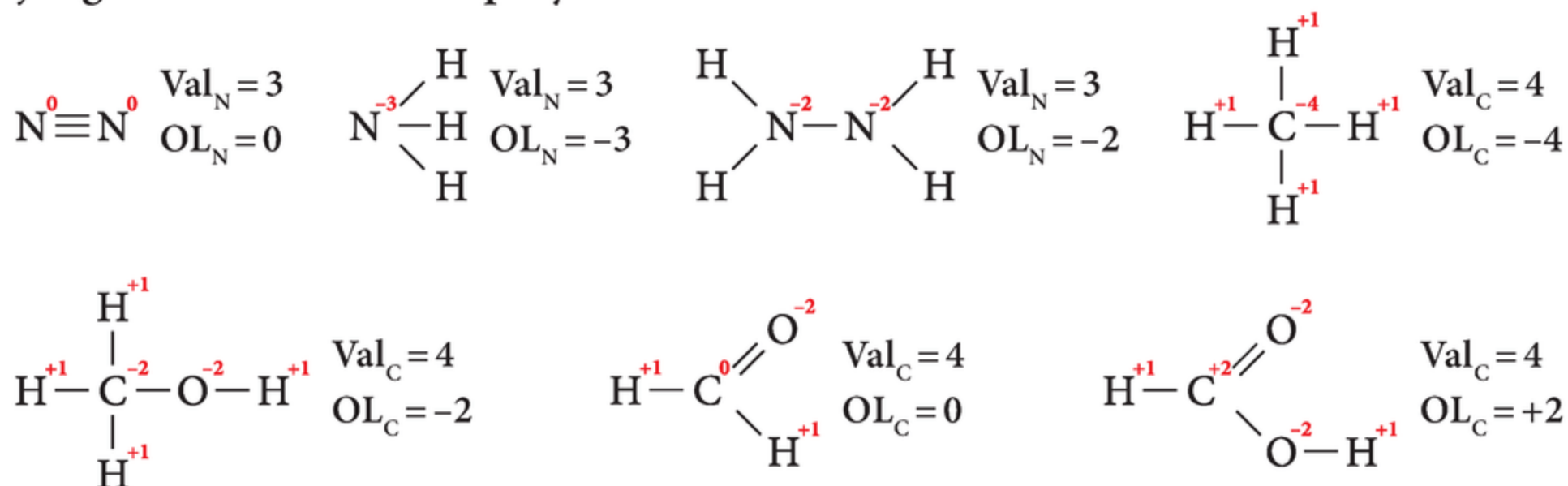


□ – laisva orbitalė.

\*\* – elektronų poros, priklausančios tik deguonies atomui.

Nustatyti sudėtingųjų molekulių atomų valentingumą sunku, todėl paprastai vartojama oksidacijos laipsnio sąvoka. Tai formalusis ir lengviau apskaičiuojamas dydis, juo dažniausiai remiamasi rašant grafines formules.

**Oksidacijos laipsnio (OL) ir valentingumo (Val) neorganiniuose ir organiniuose junginiuose skaičiavimo pavyzdžiai**



[www.mkp.emokykla.lt/imo/lt](http://www.mkp.emokykla.lt/imo/lt) ir [www.mkp.emokykla.lt/saugi-chemija](http://www.mkp.emokykla.lt/saugi-chemija)

**Atsakykite į klausimus ir išspręskite uždavinius**

1. Kurių trečiojo periodo elementų (be Si) aukščiausieji oksidai reaguoja su šarmais?
2. Kuriame periode metalų yra mažiau negu nemetalų?
3. Parašykite visų periodinės lentelės elementų, sudarančių vienines dujines dviatomių molekulių medžiagas, chemines formules.
4. Elemento oksido, kuriame deguonies yra 60 %, formulė  $\text{AO}_3$ . Kuris elementas sudaro tokį oksidą?



5. Elemento A oksido formulė  $\text{AO}_3$ . Kuri formulė yra to paties elemento hidrido?

- A  $\text{HA}$                       C  $\text{H}_3\text{A}$   
B  $\text{H}_2\text{A}$                      D  $\text{H}_4\text{A}$

6. Kaip vadinami VIIIA grupės elementai?

- A Šarminiai metalai  
B Šarminių žemių metalai  
C Halogenai  
D Inertinės dujos

7. Parašykite po vieną bazinio, rūgštinio ir amfoterinio oksido, kurį sudaro trečiojo periodo elementai, formulę.

8. Kuris atsakymas teisingas? Periodinėje cheminių elementų sistemoje periodiškai kartojasi

- A santykinė atominė masė;  
B branduolio krūvis;  
C atomo spindulys;  
D valentinių elektronų skaičius.

9. Kiek elektronų yra VIIIA grupės elementų išoriniame energijos lygmenyje?

10. Kurio VIA grupės elemento oksidacijos laipsnis nesutampa su grupės numeriu? Parašykite jo hidrido cheminę ir grafinę formulę.

11. Parašykite cheminio elemento hidrido ir oksido, kuriuose elemento oksidacijos laipsnis yra teigiamas, chemines formules. Elementą rinkitės iš pirmųjų trijų periodų ir IVA–VIIA grupių.

12. Parašykite nemetalo hidrido, kuriame nemetalo oksidacijos laipsnis yra neigiamas, ir nemetalo oksido, kuriame nemetalo oksidacijos laipsnis yra teigiamas, chemines formules.

13. Nustatykite valentingumą ir oksidacijos laipsnį:

- A deguonies – oksonio jone  $\text{H}_3\text{O}^+$ ;  
B boro – jone  $\text{BF}_4^-$ ;  
C anglies – kalcio karbide  $\text{CaC}_2$ .

14. Kuris antrojo periodo elementas sudaro daugiau kaip 2 oksidus?

15. Kuris trečiojo periodo elementas nesudaro oksidų ir hidroksidų?

16. Nustatykite Ne, Cl, N ir C valentingumus.

# CHEMINIS RYŠYS

**Cheminis ryšys – atomų savitarpio sąveika, dėl kurios susidaro molekulė arba kristalas.** Cheminis ryšys turi įtakos medžiagų fizikinėms ir cheminėms savybėms ir gali būti **joninis, kovalentinis** ir **metališkasis**.

Cheminis ryšys yra elektroninės prigimties. Ryšiui susidarant persikloja atominės orbitalės, dar vadinamos valeitinėmis orbitālėmis (plačiau – „Elektronų apvalkalas“).

Cheminį ryšį kiekybiškai apibūdina ryšio energija. Cheminis junginys (molekulė, sudėtinis jonas ir t. t.) gali susidaryti tik tada, kai energijos sutaupoma. Ryšio patvarumas matuojamas energijos kiekiu, kuris išsiskiria susidarant cheminiam junginiui. Tai **ryšio susidarymo energija**.

Prisiminkite 11 klasės organinės chemijos kursą.

**Ryšio ilgis\*, ryšio kampas ir energija\*\* sočiuosiuose ir nesočiuosiuose angliavandeniliuose**

Sutrumpinta struktūrinė formulė	Hibridizacija	Ryšio kampas	C–C ryšio ilgis (pm)	C–C ryšio energija (kJ/mol)	C–H ryšio ilgis (pm)	C–H ryšio energija (kJ/mol)
$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \\   \quad   \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{H} \\   \quad   \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array}$ Etanas	$sp^3$	$109,5^\circ$	154	377	110	339
$\begin{array}{c} \text{H} \quad \quad \text{H} \\ \diagdown \quad \diagup \\ \text{C}=\text{C} \\ \diagup \quad \diagdown \\ \text{H} \quad \quad \text{H} \end{array}$ Etenas	$sp^2$	$120^\circ$	134	728	108	466
$\text{H}-\text{C}\equiv\text{C}-\text{H}$ Etinas	$sp$	$180^\circ$	120	967	106	548

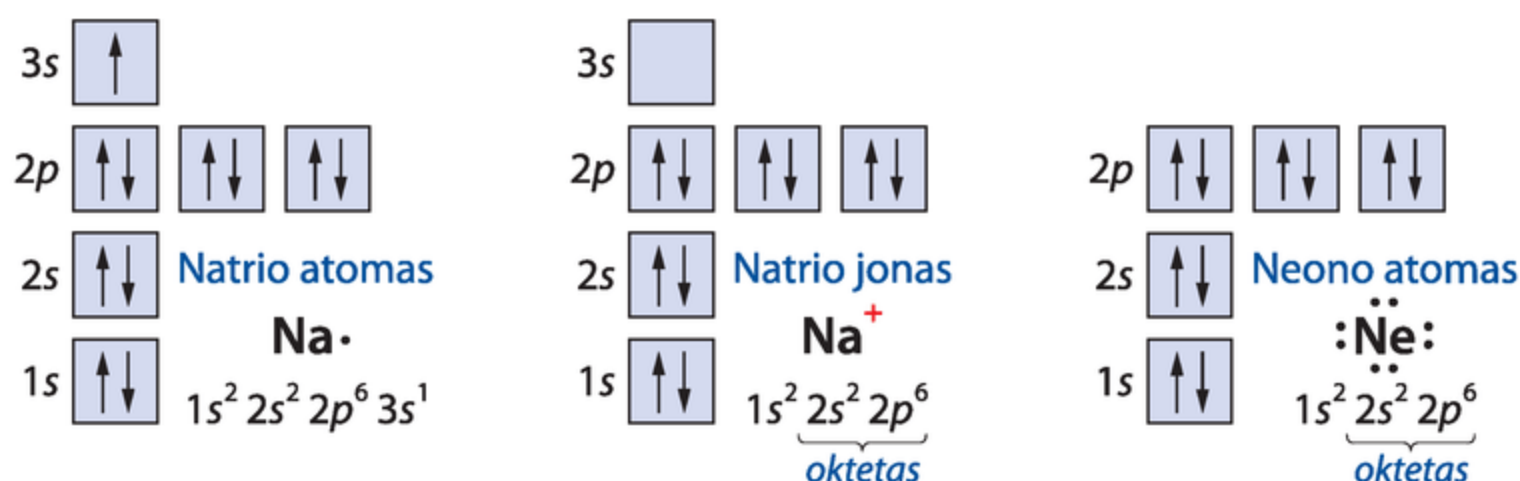
\*Atstumas tarp ryšį sudarančių atomų branduolių.

\*\*Darbas, kurio reikia 1 molio medžiagos cheminiam ryšiui nutraukti. Kuo didesnė ryšio energijos vertė, tuo ryšys stipresnis.

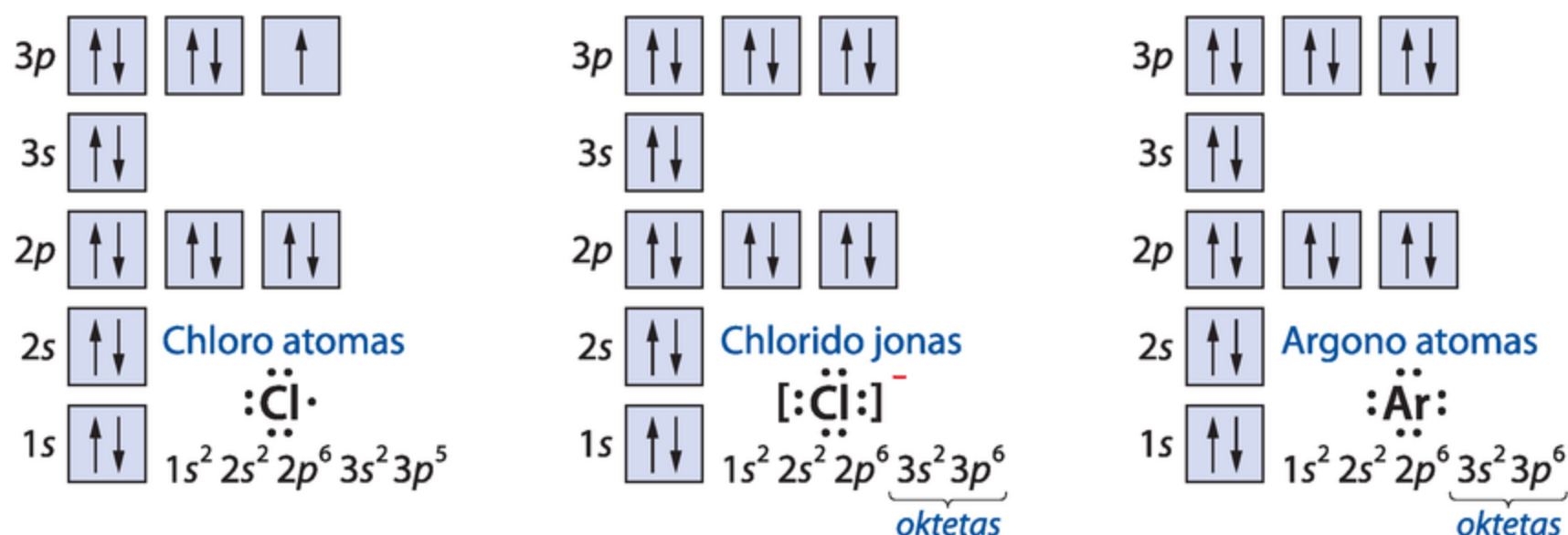


### 3.1. Joninis ryšys

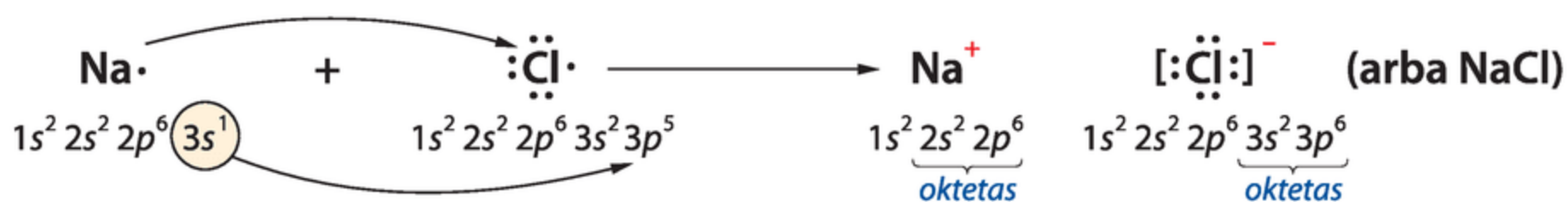
Cheminis ryšys, susidarantis veikiant priešingo krūvio jonų elektrostatinėms traukos jėgoms, vadinamas *jòniniu*. *Jòninis ryšys atsiranda tada, kai vienas atomas savo elektronus atiduoda kitam* ir abu atomai virsta jonais. Joniniai junginiai susidaro tik reaguojant tipiniams metalams (IA ir IIA) ir nemetalams (VIA ir VIIA). Išnagrinėkime NaCl joninį ryšį. Siekdamas įgyti stabiliąją energinę būseną (oktetą), Na atomas atiduoda vieną valentinį elektroną chloro atomui ir virsta teigiamuoju  $\text{Na}^+$  jonu – įgyja neono atomo elektronų konfigūraciją.



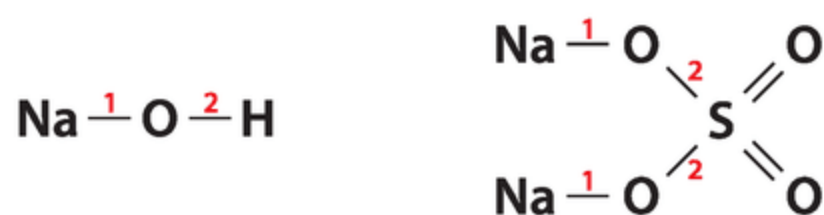
Cl atomas, prisijungęs elektroną, tampa neigiamuoju  $\text{Cl}^-$  jonu – įgyja argono atomo elektronų konfigūraciją.



Natrio jonų elektronų konfigūracija yra 2.8 (arba  $1s^2 2s^2 2p^6$ ), o chlorido jonų elektronų konfigūracija – 2.8.8 (arba  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ ). Jonai traukia vienas kitą ir susidaro natrio chlorido joninis kristalas (NaCl).

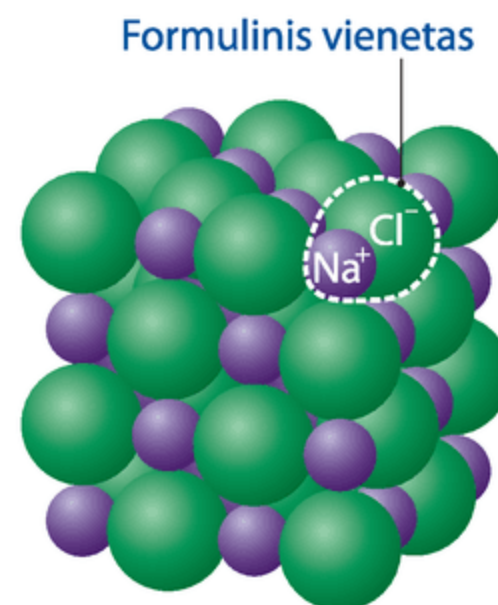


Joninis ryšys būdingas kai kuriems oksidams, hidroksidams ir druskoms. Pavyzdžiui, natrio hidroksido NaOH ir natrio sulfato  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  grafinėse formulėse (žr. p. 49) joninis ryšys žymimas skaičiumi 1, kovalentiniai poliniai ryšiai – skaičiumi 2 (plačiau – „Kovalentinis ryšys“).



Joninėje medžiagoje molekulių nėra. Sąlyginė joninės medžiagos struktūrinė dalelė vadinama **formuliniu vienetu**\* (13 pav.).

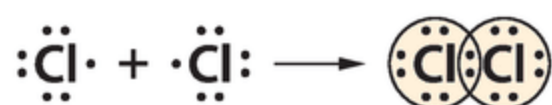
\***Formulinis vienet**as – realiai egzistuojanti ar sąlyginė medžiagos dalelė, atitinkanti medžiagos formulės atomų visumą.



13 pav. Formulinis vienetas NaCl kristalinėje gardelėje

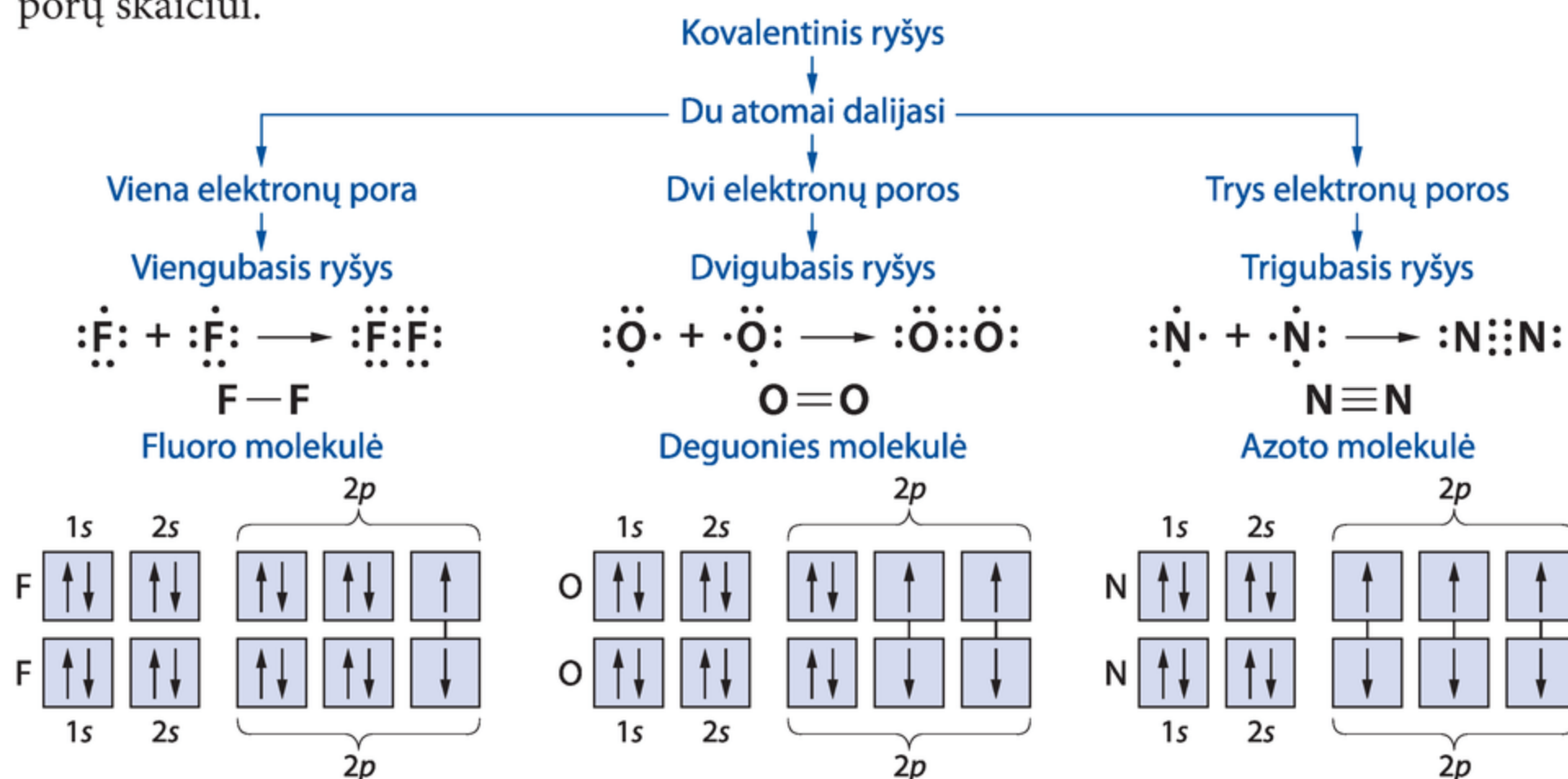
## 3.2. Kovalentinis ryšys

**Kovaleñtinis ryšys** atsiranda, kai elektronai, jungiantis atomams, ne pereina iš vieno atomo į kitą, o sudaro vieną ar keletą bendrųjų elektronų porų. **Kai elektronai tampa bendri abiem atomams, susidaro kovalentinis ryšys.** Jis gali būti tiek vieninge ( $\text{H}_2$ ,  $\text{Cl}_2$ ), tiek ir sudėtinėse ( $\text{NH}_3$ ) medžiagose. Pavyzdžiui, chloro  $\text{Cl}_2$  molekulės susidarymas. Priartėjus dviem chloro atomams, du elektronai (po vieną elektroną iš kiekvieno Cl atomo) sudaro bendrąją elektronų porą, skriejančią aplink abiejų atomų branduolius, o kiekvienas chloro atomas turi po 8 elektronus.



Bendrieji abiejų atomų elektronai vadinami **suporúotaisiais**.

Elemento valentingumas molekulinuose junginiuose yra lygus bendrųjų elektronų porų skaičiui.

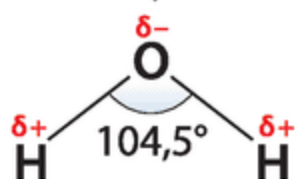




Kovalentinis ryšys dažniausiai yra molekulinuose junginiuose, tačiau jis susidaro ir kovalentiniuose kristaluose, pavyzdžiui, Si dioksido (smėlyje)  $\text{SiO}_2$ , anglies alotropinėse atmainose (žr. p. 154) ir kt.

Kovalentinis ryšys gali būti **pòlinis** arba **nepòlinis**. Kai jungiasi vienos rūšies atomai, bendroji elektronų pora yra vienodai traukiama abiejų branduolių ir simetriškai nutolusi nuo abiejų branduolių. Toks kovalentinis ryšys vadinamas **nepòliniu** (pavyzdžiai – p. 49).

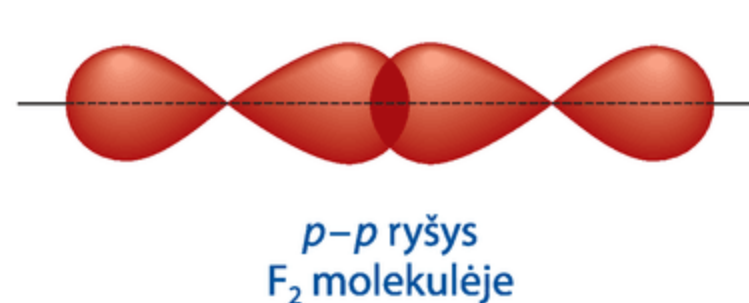
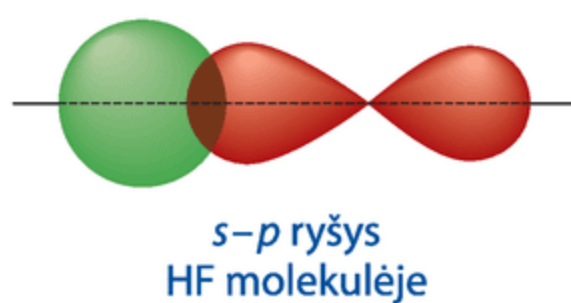
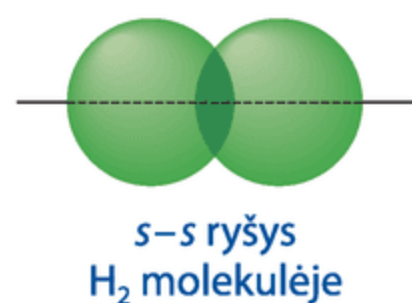
Kai jungiasi skirtingo elektrinio neigiamumo elementų atomai, bendroji elektronų pora yra pasislinkusi arčiau to atomo, kurio elektrinis neigiamumas didesnis. Susidaro **pòlinis** ryšys, pavyzdžiui, vandens molekulėje.



Prisiminkite 11 klasės organinės chemijos kursą: efektyvieji atomų krūviai, kuriuos lemia poliniai ryšiai, pagal savo vertę yra mažesni negu vieno elektrono krūvio vertė. Šie efektyvieji krūviai vadinami **dalîniais krūviais**\* ir žymimi raide  $\delta$ .

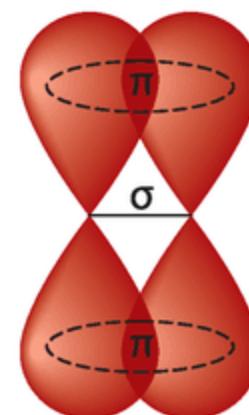
*\*Idomu. Dalinio krūvio terminą 1920 metais pasiūlė anglų chemikų grupė: Kristoferis Kelkas Ingoldas, Robertas Robinsonas, Artūras Lapvortas ir Tomas Lauris.*

Pagal tai, koks yra kovalentinį ryšį sudarančių elektronų orbitalių susiklojimas, susidaro  $\sigma$  ar  $\pi$  ryšys. Kai elektronų orbitalių (**ir hibridinių orbitalių**) susiklojimas yra linijoje, jungiančioje gretutinių atomų centrus, toks ryšys vadinamas **sigma ryšiu** ( $\sigma$ ).

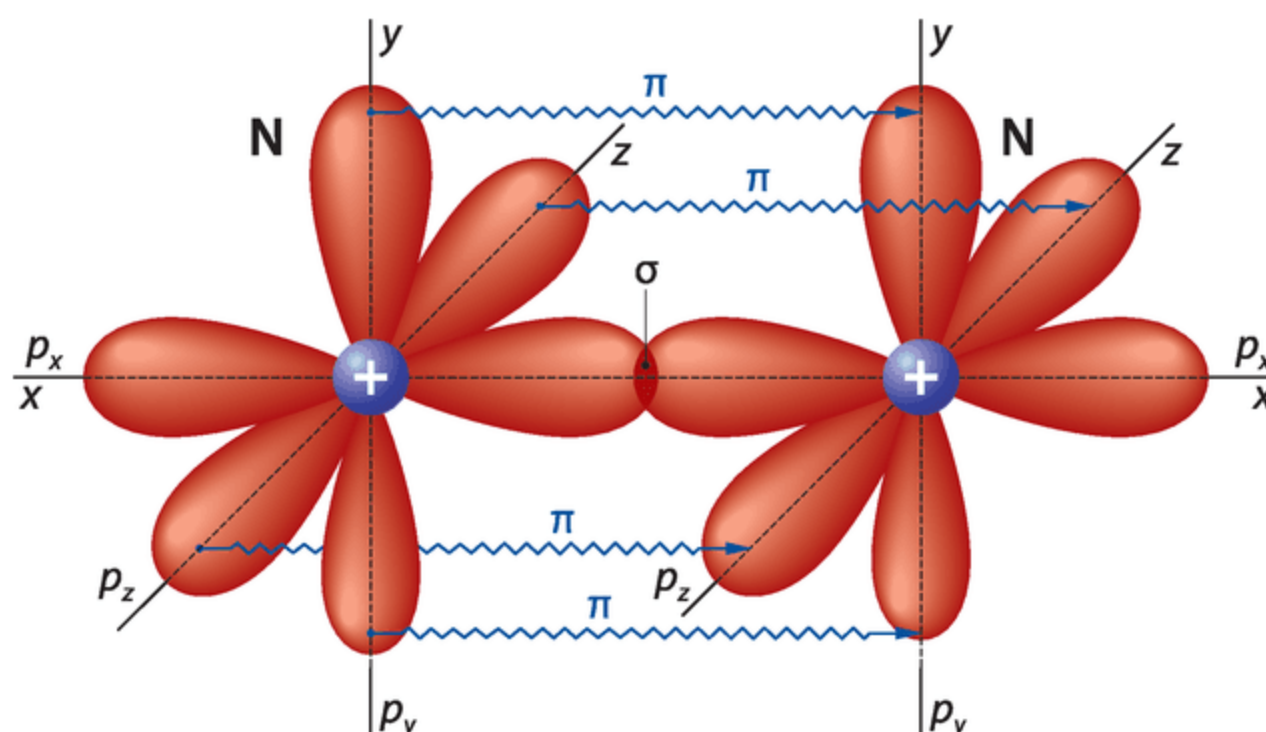


Prisiminkite 11 klasėje nagrinėtą hibridizacijos temą.

Kai elektronų orbitalių susiklojimas yra ne linijoje, jungiančioje gretutinių atomų centrus, o aukščiau ir žemiau jos, t. y. plokštumoje, kuri statmena  $\sigma$  ryšio linijai, toks ryšys vadinamas **pi ryšiu** ( $\pi$ ). Jį sudaro **tik p elektronų orbitalės**.



Azoto atomo elektronų konfigūracija yra  $1s^2 2s^2 2p^3$ . Trys pavieniai valentiniai elektronai išsidėsto  $2p_x$ ,  $2p_y$  ir  $2p_z$  orbitalėse (žr. 14 pav.).  $\sigma$  ryšys susidaro vieno atomo  $2p_x$  orbitalei susiklojus su kito atomo  $2p_x$  orbitale.  $2p_y$  ir  $2p_z$  orbitalės susikloja šonais, sudarydamos du  $\pi$  ryšius. Todėl azoto molekulėje atomai yra susijungę trigubuoju ryšiu.

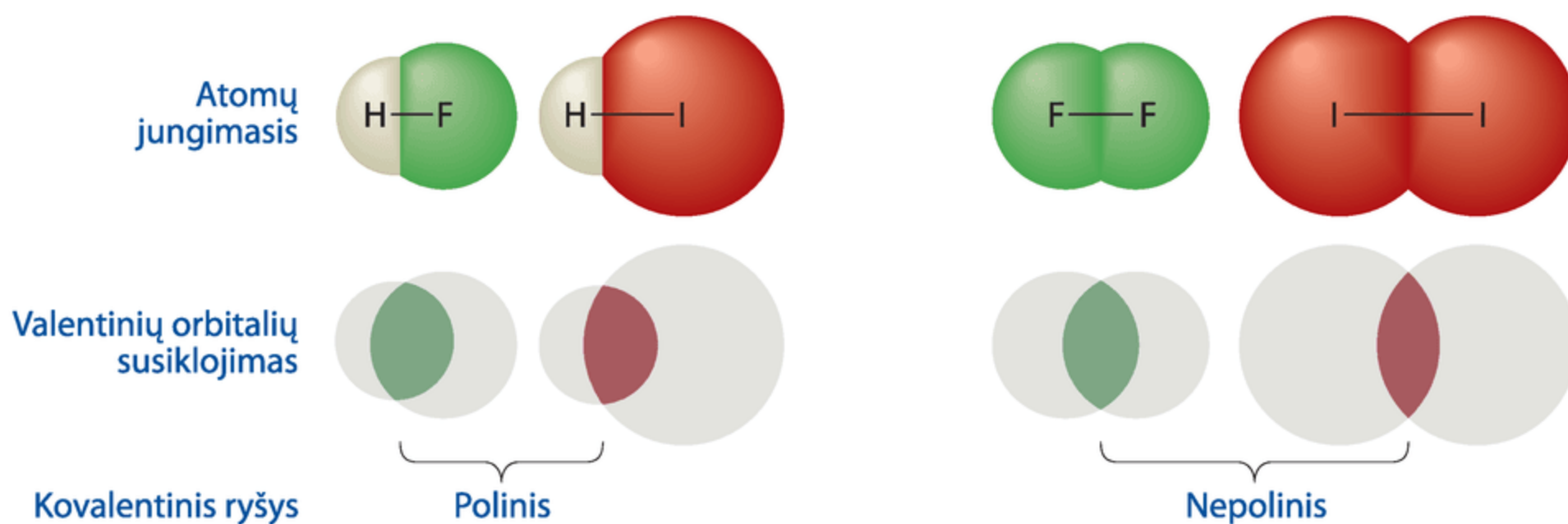


14 pav. Azoto atomo valentinių elektronų išsidėstymas orbitalėse

Prisiminkite 11 klasės organinės chemijos kursą: dvigubuosius ryšius alkenuose ir trigubuosius – alkinuose.

Kovalentinio ryšio stiprumas priklauso nuo valentinių orbitalių susiklojimo: kuo daugiau orbitalės susikloja, tuo ryšys stipresnis.

### Kovalentinio ryšio pavyzdžiai



Atkreipkite dėmesį, kad nors abiem atvejais (pirmas elementas lengvesnis, o antras sunkesnis) atomų absoliutus susiklojimo tūris didėja, tačiau santykinis atomų susiklojimo tūris mažėja. Vadinasi, HF kovalentinis polinis ryšys yra stipresnis negu HI, o  $F_2$  kovalentinis nepolinis ryšys stipresnis negu  $I_2$ . Tai parodo ir ryšio energijos vertės.

Ryšys	Ryšio energija $\Delta H$ (kJ/mol)
H–F	565
H–I	295
F–F	155
I–I	149



Cheminio ryšio tipą nesunku nustatyti žinant junginį sudarančių elementų elektrinių neigiamumų skirtumą: jei  $\Delta EN = 0$ , susidaro kovalentinis nepolinis ryšys, jei  $0 < \Delta EN < 1,5$  – kovalentinis polinis ryšys, jei  $\Delta EN \geq 1,5$  – joninis ryšys.

Atomų junginasis	$\Delta EN$	Formulė	Ryšio tipas	Ryšio poliškumas
O + O	0	O <sub>2</sub>	Kovalentinis nepolinis	↓
H + Cl	0,9	HCl	Kovalentinis polinis	
H + O	1,4	H <sub>2</sub> O	Kovalentinis polinis	
Na + Cl	2,1	NaCl	Joninis	
Cs + F	3,7	CsF	Smarkiai joninis	

Cheminio ryšio poliškumą lemia ir elementų, sudarančių junginį, elektrinis neigiamumas – *kuo didesnis cheminį ryšį sudarančių elementų elektrinių neigiamumų skirtumas, tuo didesnis yra junginio poliškumas.*

Elektrinių neigiamumų skirtumas	Ryšio joniškumas ir poliškumas (%)
0	0
0,5	6
1,0	22
1,5	44
2,0	63
2,5	79
3,0	89

Prisiminkite 11 klasėje nagrinėtą elektrinio neigiamumo įtaką daliniams krūviams.

### 3.3. Koordinacinis (donorinis-akceptorinis) ryšys

**Koordinacinis ryšys** – viena iš kovalentinio ryšio atmainų. Jam susidaryti padeda elektronų pora, priklausanti vienam iš reaguojančiųjų atomų. Naujų elektronų porų čia nesusidaro.

Išnagrinėkime amoniako NH<sub>3</sub> jungimosi su vandenilio chloridu HCl reakciją. Amoniako ir vandenilio chlorido molekulės yra neutralios dalelės. Amoniako molekulėje kovalentinį ryšį sudaro trys azoto atomo 2p elektronai ir trijų vandenilio atomų 1s elektronai. Susidaro trys elektronų poros, t. y. trys kovalentiniai ryšiai, o viena elektronų pora, priklausanti tik azoto atomui, yra laisva.



Ši elektronų pora gali sudaryti kovalentinį ryšį su kitų elementų atomais ar jonais, turinčiais laisvų, valentiniiais elektronais neužpildytų orbitalių. Šiame pavyzdyje tai yra  $H^+$  jonas.

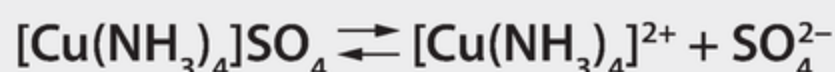


Visi keturi ryšiai yra **vienodi** (4 kovalentiniai, tik vienas iš jų donorinis-akceptorinis). Kartais išskiriamas donorinis-akceptorinis ryšys ir žymimas strėle nuo donoro akceptoriaus link.



Atomas arba jonas, turintis išoriniame energijos lygmenyje laisvąją elektronų porą, kurią atiduoda koordinaciniam ryšiui sudaryti, vadinamas **dònoru**, o atomas arba jonas, priimantis į savo laisvą orbitalę šią porą, vadinamas **akcèptoriumi**. Todėl **koordinacinis ryšys dar vadinamas donorinių-akceptorinių**.

Koordinacinį ryšį turi kompleksiniai junginiai. Tai medžiagos, kuriose atomai arba jų grupės susijungę koordinaciniu ir joniniu ryšiais. Pavyzdžiui,  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$  (vario tetraamoniako sulfato) vario jonas  $\text{Cu}^{2+}$  susijungęs su amoniaku koordinaciniu ryšiu, o kompleksinis jonas su  $\text{SO}_4^{2-}$  anijonu – joniniu ryšiu. Disocijuojant kompleksiniams junginiams, gaunami sudėtiniai kompleksiniai jonai.



Kompleksinį joną (žymimas laužtiniuose skliaustuose) gali sudaryti tiek neutralios molekulės, tiek jonai, pavyzdžiui,  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ ,  $\text{Na}_2[\text{SiF}_6]$ . Jonas, prisijungęs priešingo krūvio jonus arba neutralias molekules, vadinamas kompleksodariu.

Donorinis-akceptorinis ryšys susidaro ir oksonio jone  $\text{H}_3\text{O}^+$  (žr. p. 199).

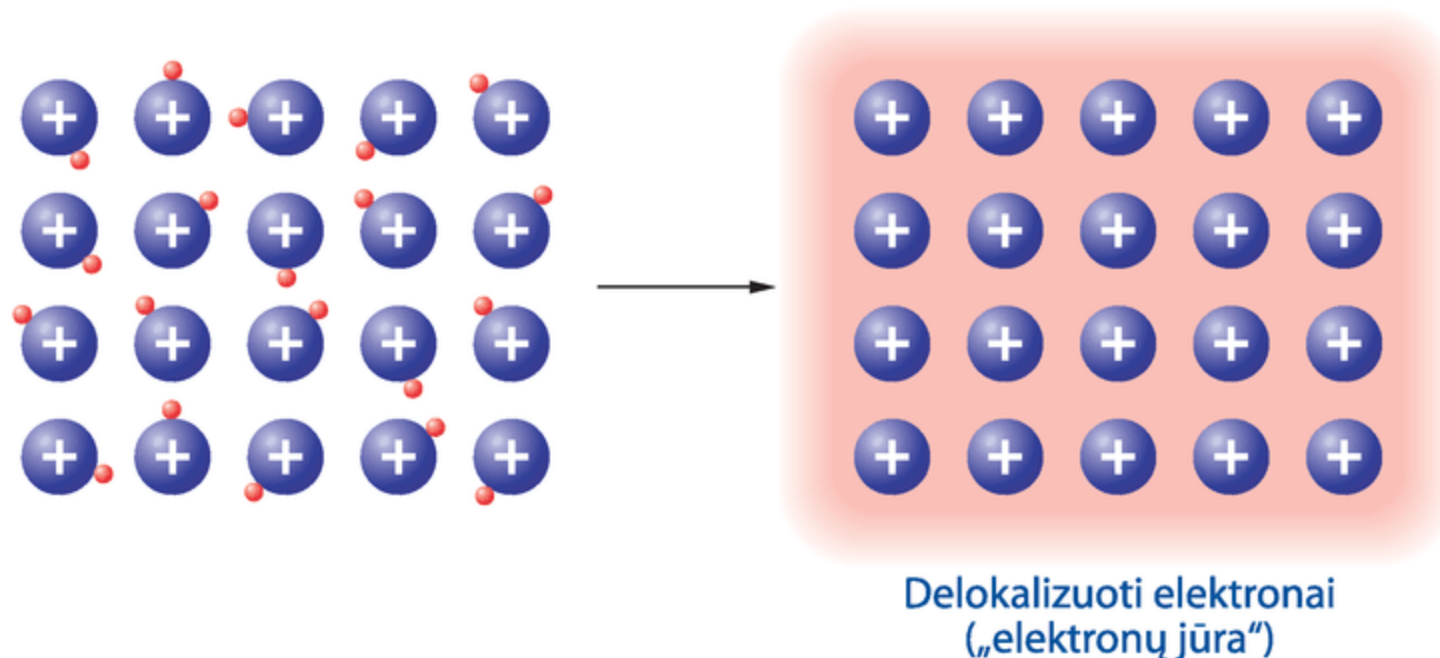
### 3.4. Metališkasis ryšys

Metalai yra geri elektros ir šilumos laidininkai, kalūs, plastiški, jų lydymosi ir virimo temperatūros aukštos. Įprastinėmis sąlygomis metalai, išskyrus Hg, yra kristalinės medžiagos. Jų gardelėse taisyklingai išsidėstę teigiamieji jonai, o tarp jų juda elektronai.

Daugumos nesužadintosios būsenos metalų valentinėse orbitalėse yra palyginti nedaug elektronų: 16 elementų turi po vieną neporinį elektroną, 57 – po du; 4 – po tris, **tik Pd neturi nė vieno neporinio valentinio elektrono**. Taigi metalų atomuose yra daug laisvų orbitalių, kurios susinėrusios su gretimų atomų laisvomis orbitalėmis sudaro daugiacentres orbitales, supančias visą metalo kristalą. **Valentiniai elektronai susiję ne su vienu branduoliu, bet yra bendri visiems metalo jonams ir laisvai juda visame metalo**



*tūryje. Ši laisvųjų elektronų („elektronų jūra“) ir teigiamųjų metalo jonų elektrostatinė sąveika ir lemia tvirtus ryšius tarp metalo jonų. Tai būdinga metališkajam ryšiui.*



Delokalizavimas – reiškinys, priešingas lokalizavimui. Lokalizavimas – reiškinio, proceso vyksmo apribojimas arba **vietos, ribų nustatymas**, radimas.

Metališkasis ryšys susidaro tik kietosios ir skystosios būsenos metaluose.

Metallų kristaluose ryšio stiprumas priklauso nuo to, kiek valentinių elektronų gali atiduoti kiekvienas atomas. Pavyzdžiui, ketvirtojo periodinės elementų sistemos periodo K, Ca, Sc, Ti, V ir Cr atomai gali atiduoti 1, 2, 3, 4, 5 ir 6 elektronus. Ryšio stiprumas didėja nuo kalio chromo link, taip didėja ir metallų stiprumas bei jų lydymosi temperatūra, mažėja atstumas tarp jonų. Šios savybės nekinta nuo Mn iki Ni.

Grynai metališkasis ryšys būdingas tik šarminiams ir šarminių žemių metallams. Kitų metallų, ypač *d* elementų, fizikinės savybės rodo, kad *d* orbitalių sąveika yra kovalentinė.

Metališkasis ryšys panašus į kovalentinį – jį lemia valentiniai elektrons. Skirtumas tas, kad metališkuoju ryšiu jungiasi elektrons, bendri visiems metallo jonams, o kovalentiniu – tik po du elektronus, sudarančius bendrąją porą.

**Įdomu.** Kalifornijos universiteto (Deivisas, JAV) chemikai sukūrė pirmą stabilųjį junginį, kuriame tarp dviejų chromo jonų yra penkiagubasis ryšys. Chemijos istorijoje buvo žinomi tik viengubieji, dvigubieji ir trigubieji ryšiai. Šie atomų ryšiai yra ypač svarbūs organiniuose junginiuose, tačiau teoriškai tik kai kurie metallai gali sudaryti stipresnius negu trigubuosius ryšius. Chromo junginys yra stabilus kambario temperatūroje, tačiau skyla veikiamas vandeniu ir savaime užsidega veikiamas oru. Gamindami junginį, mokslininkai prie chromo atomų prijungė didelį organinių molekulių – taip suvaržė chromo „laisvę“. Paskui jie sugebėjo priversti metallo atomus jungtis tarpusavyje. Penkiagubasis ryšys tarp chromo jonų patvirtintas atlikus kristalografinę rentgeno analizę ir magnetinius matavimus.

Pagal [www.delfi.lt](http://www.delfi.lt), 2005 m. spalio mėn. 14 d.

**Atsakykite į klausimus**

1. Kokių tipų ryšiai yra šiuose junginiuose:  $K[BF_4]$  ir  $NH_4F$ ?
2. Kuriame junginyje susidaro kovalentinis polinis ryšys?  
A  $CaO$   
B  $F_2$   
C  $NaF$   
D  $CH_4$
3. Kurioje vandenilio halogenido molekulėje  $HF$ ,  $HCl$ ,  $HBr$ ,  $HI$  yra poliškiausias cheminis ryšys? Kodėl?
4. Kurios medžiagos (vandenilio, amoniako, fluoro ir deguonies dujų) molekulėje yra polinis kovalentinis ryšys?
5. Kiek elektronų porų sudaro ryšį deguonies ir etano  $C_2H_6$  molekulėse?



# TARPMOLEKULINĖS SĄVEIKOS JĖGOS

## Vandenilinis ryšys

Atsakykite į klausimą: kurio junginio – etanalio  $\text{CH}_3\text{CHO}$  ar vandens – virimo temperatūra yra aukštesnė? Etanalio molinė masė 44 g/mol, todėl galėtume teigti, kad jo virimo temperatūra bus aukštesnė negu vandens, kurio molinė masė 18 g/mol. Tačiau etanalio virimo temperatūra yra tik 20,2 °C, o vandens – 100 °C. Kodėl mūsų spėjimas neteisingas? Vandens molekulės jungia **tarpmolekulinės sąveikos jėgos**, kurių nesusidaro tarp etanalio molekulių. Ši tarpmolekulinė sąveika vadinama **vandeniliniu ryšiu**. Tai cheminis ryšys, susidarantis tarp vienos molekulės vandenilio atomų ir kitos molekulės didelio elektrinio neigiamumo elemento (O, N, F, rečiau Cl ar S) atomų.

Kitos tarpmolekulinės sąveikos jėgos, vadinamos **van der Válsio jėgomis**, nėra mokyklinio kurso tema, todėl nenagrinėjamos.

Prisiminkite 11 klasės organinės chemijos kursą: vandenilinio ryšio susidarymą alkoholiuose, karboksirūgštyse ir aminiuose, taip pat jo įtaką virimo ir lydymosi temperatūroms.

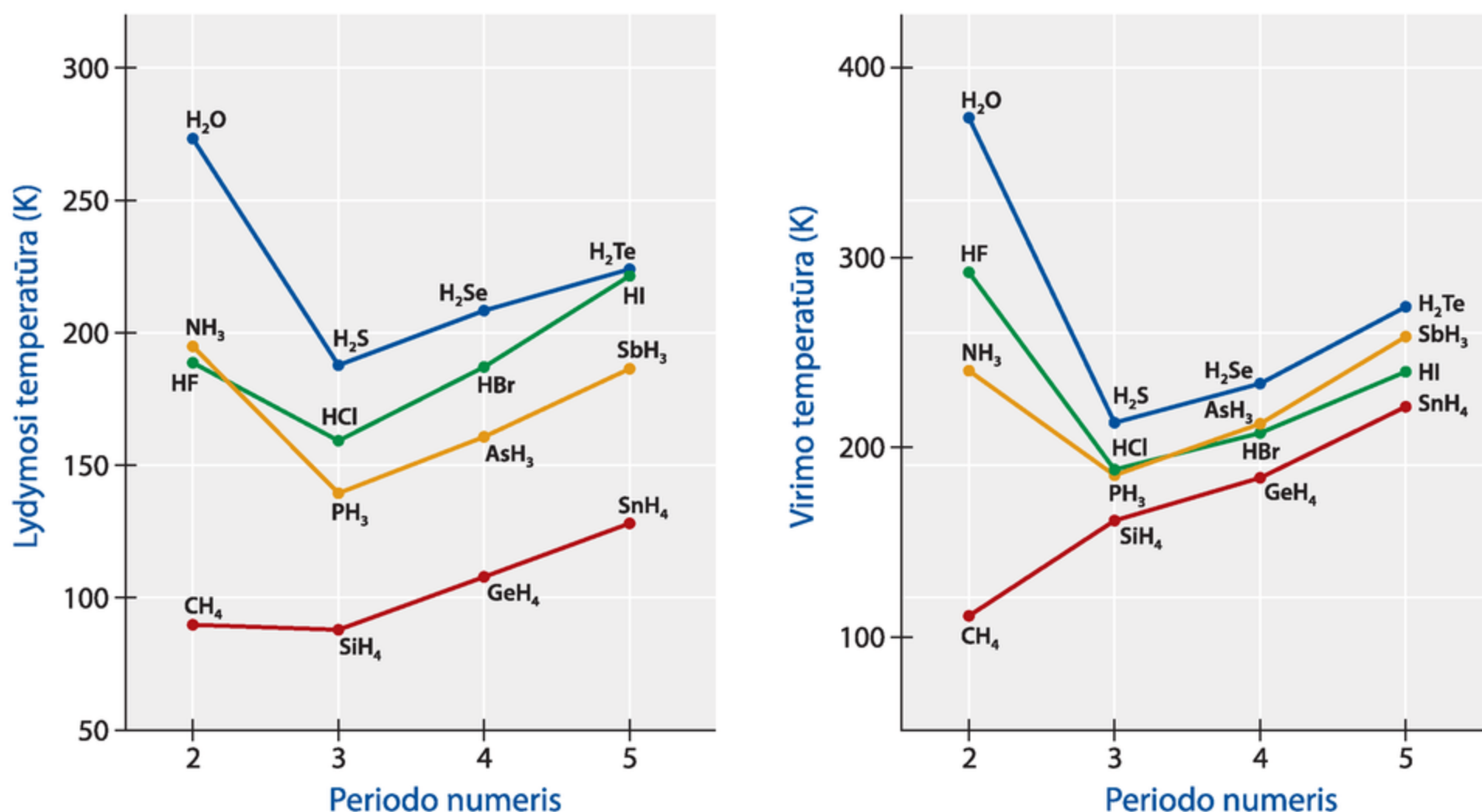
Palyginę IV–VIA grupių cheminių elementų vandenilinių junginių lydymosi temperatūras (15 pav.), matome, kad amoniako  $\text{NH}_3$ , vandens  $\text{H}_2\text{O}$  ir vandenilio fluorida  $\text{HF}$  temperatūra anomali. Tai nulemia tarp molekulių susidarantis vandenilinis ryšys (žymimas „•••“).

Vienintelis vandenilio atomo elektronas gali sudaryti tik vieną kovalentinį ryšį. Tačiau jeigu tas ryšys yra smarkiai polinis, pavyzdžiui, vandenilio junginiuose su didelio elektrinio neigiamumo elementais (F, O, N), tai vandenilio atomas įgyja tam tikrą teigiamąjį krūvį. Tada kito atomo elektronai gali priartėti prie protono  $\text{H}^+$  ir sudaryti vandenilinį ryšį. O vandenilio junginiuose su elementais, kurių EN vertės artimos vandenilio EN, vandenilinis ryšys nesusidaro. Pavyzdžiui, metano  $\text{CH}_4$  virimo temperatūra, lyginant su kitų IVA grupės elementų vandenilinių junginių virimo temperatūromis, nėra anomali (15 pav.).

Vandenilio atomas tokį ryšį sudaro dėl dviejų priežasčių:

- 1) jo atomo spindulys trumpas (53 pm, žr. p. 33);
- 2) atiduodamas elektroną arba leisdamas jam pasislinkti prie didesnio elektrinio neigiamumo atomo, vandenilio atomas įgyja didelį dalinį teigiamąjį krūvį, dėl kurio vienos molekulės vandenilio atomas sąveikauja su kitos molekulės didesnio elektrinio neigiamumo atomais, turinčiais dalinį neigiamąjį krūvį.

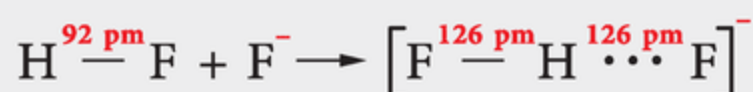
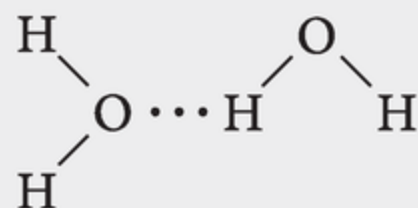
Susidarant vandeniliniam ryšiui, išsiskiria 10–40 kJ/mol energijos. Kuo mažesnis atomas, su kuriuo jungiasi  $\text{H}^+$ , ir kuo didesnė to atomo santykinė elektrinio neigiamu-



15 pav. IVA, VA, VIA ir VIIA grupių elementų hidridų lydymosi ir virimo temperatūros

mo vertė, tuo daugiau išsiskiria energijos. Pavyzdžiui, susidarant  $\text{H} \cdots \text{F}$  ryšiui, išsiskiria 42 kJ/mol,  $\text{H} \cdots \text{O}$  – 21 kJ/mol,  $\text{H} \cdots \text{N}$  – 8,4 kJ/mol energijos.

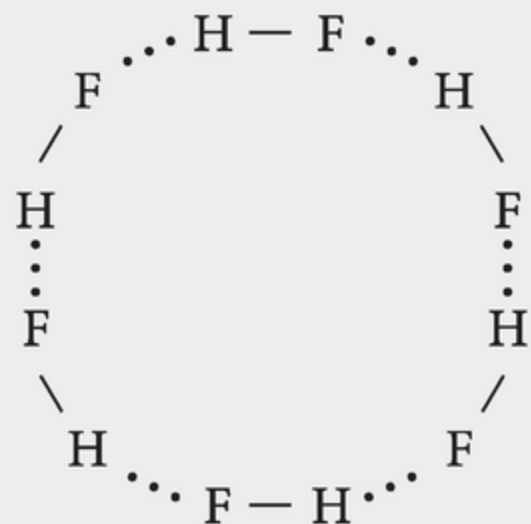
### Tarpmolekulinio vandenilinio ryšio pavyzdžiai



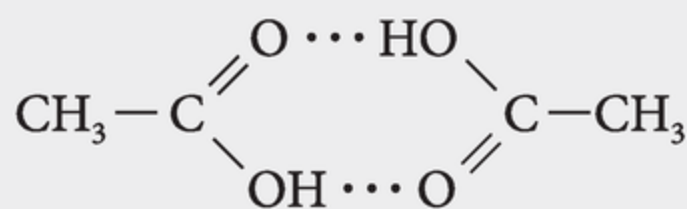
Dėl šio ryšio susidaro rūgštiesios druskos  $\text{KH}_2\text{F}$ ,  $\text{KH}_2\text{F}_3$ ,  $\text{KH}_3\text{F}_4$  ir kt.  $\text{F}-\text{H}$  ryšio ilgis  $\text{HF}$  molekulėje nuo 92 pm padidėja iki 126 pm  $\text{HF}_2^-$  jone.

Molekulės, kurios jungiasi vandeniliniu ryšiu, sudaro dimerus ir asociatus\*. Pavyzdžiui, asociatus sudaro zigzaginiai ir cikliniai polimerai iš 4, 5 ir 6 vandenilio fluoro molekulių (16 a pav.), skruzdžių ir acto rūgščių dimerų (16 b pav.).

a)



b)



16 pav. Vandenilinio ryšio pavyzdžiai

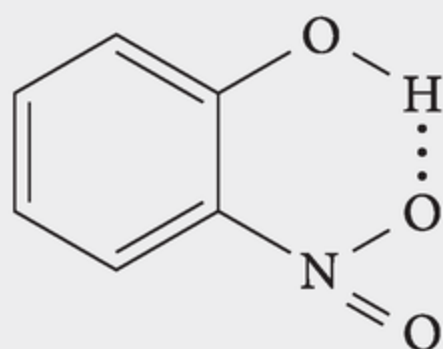


\***Asociacija** – molekulių susijungimas silpnaisiais ryšiais, asociatas – asociacijos produktas. Asociatai susidaro iš tam tikro skaičiaus monomerų (molekulių).

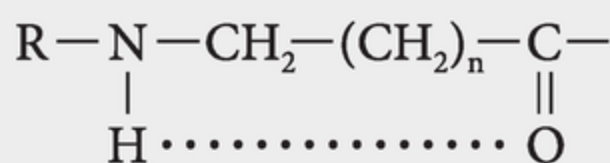
Asocijuotis gali amoniakas (skystasis), alkoholiai, vandenilio peroksidas, hidrazinas  $N_2H_4$ , sieros rūgštis ir kitos medžiagos. Asociatų, sujungtų vandeniliniu ryšiu, lydymosi ir virimo temperatūra aukštesnė, skiriasi ir kitos fizikinės savybės.

Dažnai medžiagų tirpumas priklauso nuo jų gebos sudaryti vandenilinį ryšį. Pavyzdžiui, skiedžiant etanolį vandeniui, skiriasi šiluma ir mažėja tūris, nes susidaro vandenilinis ryšys tarp vandens ir alkoholio molekulių, sutankėja vandens ir alkoholio molekulių struktūra (žr. 11 klasės vadovėlio skyrių „Alkoholiai“).

Vandenilinis ryšys, jungiantis skirtingų molekulių atomus, vadinamas tarpmolekuliniu. Tačiau kartais vandenilinis ryšys susidaro toje pačioje molekulėje. Toks vandenilinis ryšys vadinamas vidiniu arba intramolekuliniu. Vidinis vandenilinis ryšys būdingas daugumai organinių junginių, pavyzdžiui:



o-nitrofenolis



Peptidas

Vandenilinis ryšys svarbus tiriant natūralius ir dirbtinius polimerinius junginius.

### Atsakykite į klausimą

Pavaizduokite vandenilinių ryšių susidarymo schema:

**A** tarp vandens molekulių;

**B** tarp vandens ir 1,2,3-propantriolio molekulių;

**C** tarp metano rūgšties molekulių.

Kiek iš viso susidaro vandenilinių ryšių?

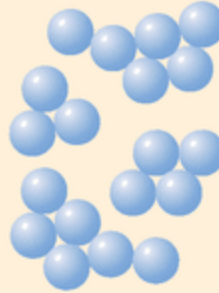
# DUJOS, SKYSČIAI IR KIETOSIOS MEDŽIAGOS

Medžiagos gali būti keturių agregatinių būsenų: dujos (garai), skysčiai, kietosios medžiagos ir plazma. Pirmų trijų agregatinių būsenų medžiagų savybės apibendrinamos 1 ir 2 lentelėje.

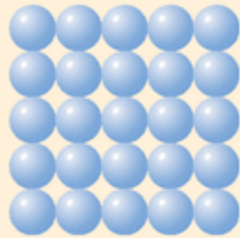
**1 lentelė. Dujų, skysčių ir kietųjų medžiagų fizikinės savybės**

Agregatinė būsena	Tūris	Forma	Galimas suslėgimas	Tankis
Dujos	Sutampa su indo tūriu; labai priklauso nuo temperatūros ir slėgio	Pasklinda po visą indą, įgauna jo formą	Stiprus	0,1–0,5 kg/m <sup>3</sup>
Skystis	Apibrėžtas	Visai neapibrėžta arba iš dalies užpildo indą	Nedidelis	0,5–20 kg/m <sup>3</sup> (pvz., Hg 13,5)
Kietoji medžiaga	Apibrėžtas	–	Negalimas	0,5–20 kg/m <sup>3</sup>

**2 lentelė. Dujų, skysčių ir kietųjų medžiagų kinetiniai duomenys**

Agregatinė būsena	Trauka tarp dalelių	Dalelių judėjimas	Atstumas tarp dalelių	Struktūra
Dujos	Silpna	Didelis	Didelis	Netvarkinga 
Skystis	Vidutinė	Vidutinis	Mažas	Nelabai tvarkinga 



Agregatinė būseną	Trauka tarp dalelių	Dalelių judėjimas	Atstumas tarp dalelių	Struktūra
Kietoji medžiaga	Stipri	Dalelių virpėjimas	Labai mažas	Tvarkinga 

Plazmà – neutralių ir skirtingo krūvio atomų, molekulių, jų fragmentų, radikalų ir kitų mikrodalelių visuma. Plazma egzistuoja aukštoje temperatūroje (dešimtys tūkstančių ar milijonai °C arba K), pavyzdžiui, elektrai tekant dujomis. Atmosferoje, kur vyksta žaibo išlydžiai, medžiaga yra plazmos būsenos.

Fizikiniai plazmos dėsnių temperatūrą apibūdina ne °C ar K, bet dalelių judėjimo energijos vienetais elektronvoltais (eV):  $1\text{ eV} = 11600\text{ K}$ . Tada paaiškėja, kad „dešimčių tūkstančių °C“ temperatūra lengvai pasiekama.

## 5.1. Dujų dėsnių

Dujų dėsnių – matematinės temperatūros, slėgio ir tūrio ryšio išraiškos.

**Temperatūra.** Ji matuojama pagal dvi temperatūros skales.

- Kelvino skalė, arba absoliučioji temperatūros skalė (žymima  $T$ ). Joje taškas 0 K vadinamas *absoliučiuoju nuliu*. *Tai Tarptautinės vienetų sistemos SI temperatūros matas (nerašomas laipsnio simbolis).*

- Celsijaus skalė (žymima  $t$ ). Temperatūra matuojama °C.

Kelvino ir Celsijaus skalę sieja ryšys:

$$T = t + 273\text{ K}.$$

**Slėgis** (žymimas  $p$ ). Vartojami įvairūs slėgio matavimo vienetai: atmosfera (atm), gyvsidabrio stulpelio milimetras (mm Hg), paskalis (Pa). Maži slėgiai matuojami tòrais (Torr).

$$1\text{ atm} = 760\text{ mm Hg} = 1,01325 \cdot 10^5\text{ Pa} (101\,325\text{ Pa, arba }101,3\text{ kPa}).$$

*Tarptautinės vienetų sistemos SI slėgio matavimo vienetas yra Pa.*

**Tūris.** *Tarptautinės vienetų sistemos SI tūrio matavimo vienetas yra  $\text{m}^3$ , tačiau labai dažnai tūris matuojamas  $\text{cm}^3$  ar  $\text{dm}^3$ .*

$$1\text{ m}^3 = 1 \cdot 10^3\text{ dm}^3; 1\text{ dm}^3 = 1\text{ l}; 1\text{ dm}^3 = 1 \cdot 10^3\text{ cm}^3.$$

Dujų tūris priklauso nuo slėgio (Boilio ir Marioto dėsnis) ir temperatūros (Gei-Liusako dėsnis), todėl palyginti to paties kiekio įvairių dujų tūrį galima tada, kai vienoda jų temperatūra ir slėgis. Priimta dujų tūrį nusakyti *standartinėmis sąlygomis*\* (*IUPAC vartoja santrumpą STP, angliškai – standard temperature and pressure*): *standartinė temperatūra yra 273 K, arba 0 °C, o standartinis slėgis  $p = 101,3 \text{ kPa}$ \*\*.*

\***Svarbu!** 11 klasės vadovėlyje ir kituose leidiniuose dar vartojamas terminas *normaliosios sąlygos* (n. s.).

\*\*IUPAC standartiniu slėgiu siūlo laikyti 1 bārą (bar), kuris lygus  $10^5 \text{ Pa}$  (100 kPa).

? Trumpai prisiminkime fizikos kursą.

**Boilio ir Marioto dėsnis** (1662 metai): kai temperatūra pastovi, dujų tūris yra atvirkščiai proporcingas dujų slėgiui.

Paprastai Boilio ir Marioto dėsnis užrašomas taip:

$$p_1 \cdot V_1 = p_2 \cdot V_2.$$

**Gei-Liusako dėsnis** (1802 metai): pakėlus temperatūrą 1 °C, dujų tūris padidėja 1/273 dalimi to tūrio, kurį dujos užėmė, kai temperatūra 0 °C.

Paprastai Gei-Liusako dėsnis užrašomas taip:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}.$$

Boilio ir Marioto, Gei-Liusako dėsnius apibendrina **Mendelejevo ir Klapeirono dėsnis**:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T,$$

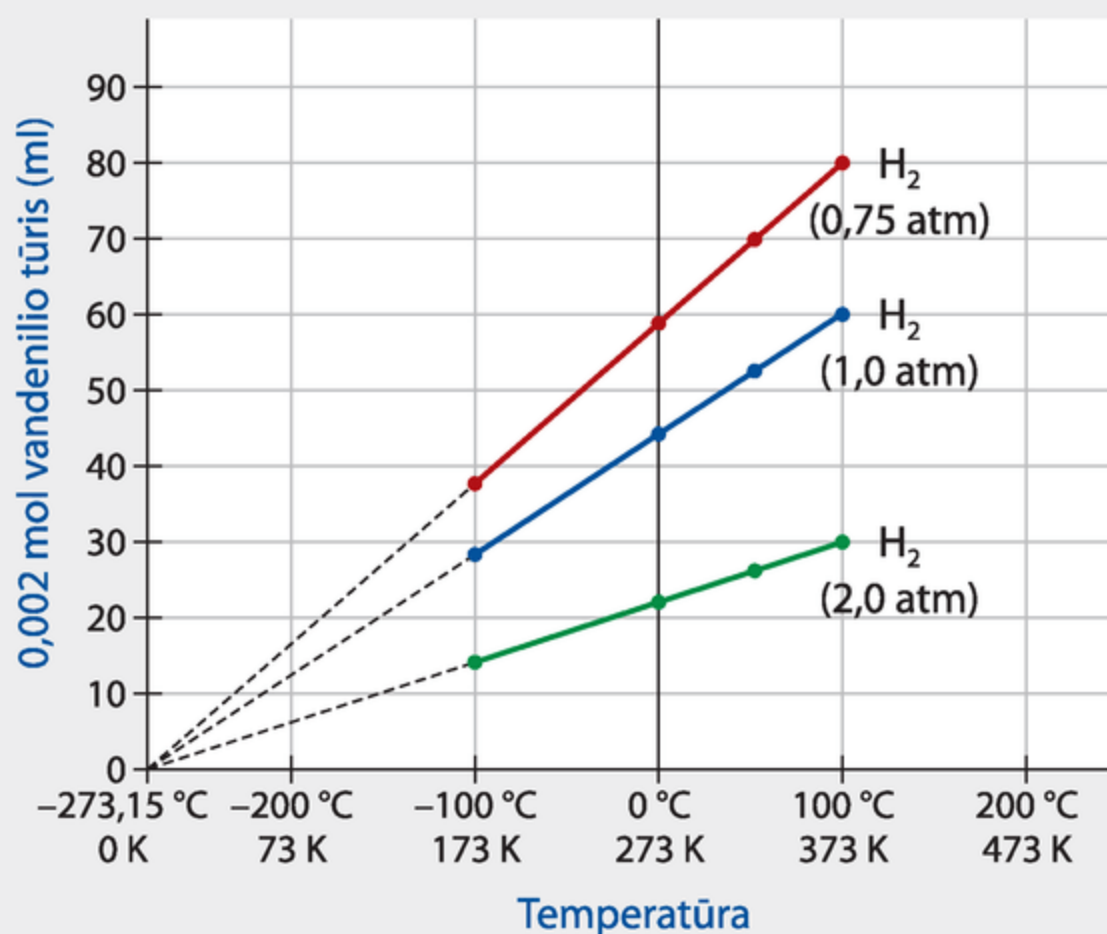
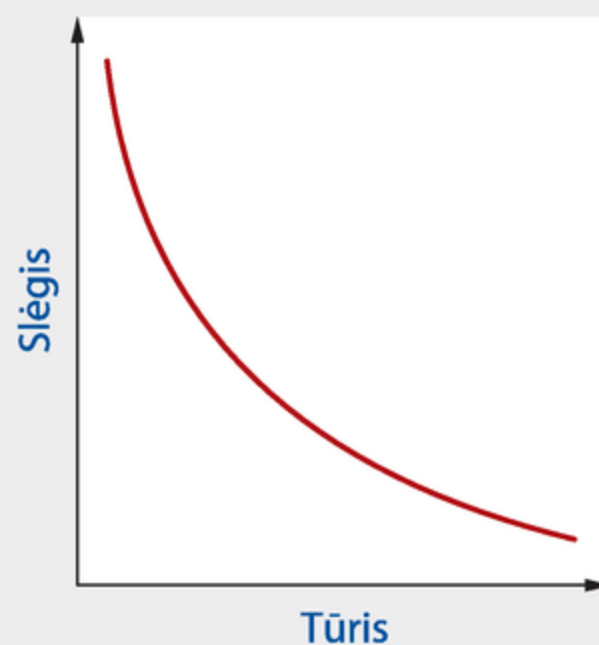
$p$  – dujų slėgis (Pa),

$V$  – dujų tūris ( $\text{m}^3$ ),

$n$  – dujų kiekis (mol),

$T$  – dujų temperatūra (K),

$R$  – universalioji dujų konstanta (SI sistemoje  $R = 8,314 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ ).



**Vienas molis bet kurių dujų STP ( $t = 0 \text{ °C}$  ir  $p = 101,3 \text{ kPa}$ ) užima 22,4 l.**



Prisiminkite *Avogadro dėsnį* – vienoduose dujų tūriuose vienodomis sąlygomis ( $t = \text{const}$  ir  $p = \text{const}$ ) yra vienodas molekulių skaičius.

Kai kurios dujinės medžiagos vadinamos *garais*. Garai nuo dujų skiriasi tuo, kad kambario temperatūroje jie yra pusiausviri su ta pačia skystąja ar kietąja medžiaga. O dujos negali išlaikyti tokios pusiausvyros, todėl *vandens, bromo, jodo, benzeno ir kitų medžiagų būsenoms apibūdinti vartojamas terminas „garai“*. Garams Mendelejevo ir Klapeirono dėsnis tinka tik tada, kai jų slėgis yra labai mažas (mažesnis negu 0,01 Pa). Esant standartiniam slėgiui (101,3 kPa), garai smarkiai skiriasi nuo idealiųjų dujų. Toliau nagrinėdami kitas temas garus laikysime dujinėmis medžiagomis.

Sprendžiant uždavinius paprastai nepaisoma realiųjų ir idealiųjų dujų skirtumo ir priimta laikyti, kad vienas molis dujų ir garų STP užima 22,4 l tūrį.

Mendelejevo ir Klapeirono dėsnis taikomas apskaičiuojant dujų molinę masę. Į lygtį tereikia įrašyti išraišką:

$$n = \frac{m}{M},$$

$m$  – dujų masė (g),  $M$  – molinė masė (g/mol),  $n$  – dujų molekulių kiekis (mol).

Dujinių medžiagų molinė masė gali būti apskaičiuojama ir žinant dujų tankį ( $\rho$ , g/l) ar santykinį dujų tankį ( $D$ ).

Prisiminkite 11 klasės organinės chemijos kursą.

$$M = 22,4 \text{ l/mol} \cdot \rho; M = 29 \text{ g/mol} \cdot D_{\text{oro}}; M = 2,016 \text{ g/mol} \cdot D_{\text{vandenilio}}$$

## 5.2. Tirpalai. Tirpumas

*Tirpalai – dviejų ar kelių medžiagų vienalytės sistemos, susidedančios iš tirpiklio ir tirpinio (ištirpusios medžiagos)*. Tirpalai skirstomi į skystuosius ir kietuosius. Kietuosiuose tirpaluose vienos medžiagos atomai (molekulės) chaotiškai pasklinda tarp kitos kietosios medžiagos atomų (molekulių). Kietojo tirpalo pavyzdys – nerūdijantysis plienas, t. y. geležies lydinys, turintis 12–30 % Cr, ≤ 28 % Ni, ≤ 4,5 % Mo ir kitų priedų. Jei tirpalą sudaro skystyje ištirpęs kitas skystis, nesikeičia ne tik tirpiklio, bet ir tirpinio agregatinė būsena, tai tirpikliu laikomas tas komponentas, kurio tirpale yra daugiau. Pavyzdžiui, jei 10 ml acetono (propanono) ištirpdoma 100 ml etanolio, tai tirpiklis yra etanolis. Tačiau *jei tirpalas yra gaminamas iš dviejų skysčių, kurių vienas vanduo, tai*



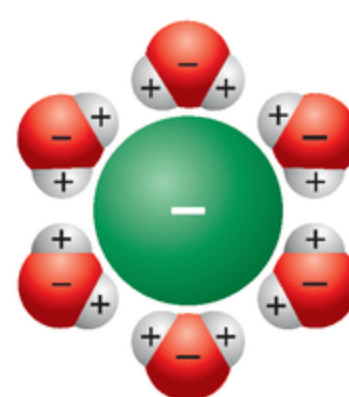
**vanduo visada laikomas tirpikliu, kad ir koks būtų jo kiekis.** Pavyzdžiui, gaminant 85 % koncentracijos sieros rūgšties tirpalą, tirpiklio vandens jame bus 15 %. Toliau nagrinėsime tik tokius skystuosius tirpalus, kuriuose tirpiklis yra vanduo.

Pagal ištirpusios medžiagos masę tirpalai yra **koncentruotieji** ir **praskiesti**\*.

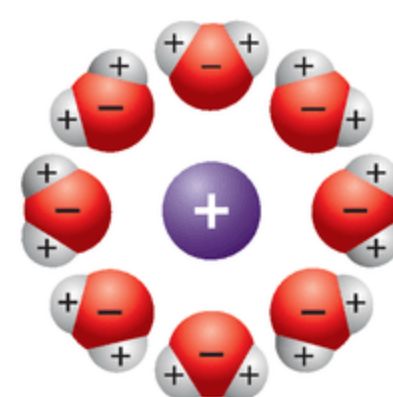
**\*Koncentruotasis tirpalas – tirpalas, kuriame daug ištirpusios medžiagos. Praskiestas tirpalas – mažos koncentracijos tirpalas.**

Praskiestuose tirpaluose jonai arba polinės molekulės prisijungia tam tikrą skaičių vandens molekulių ir tampa hidratuotosiomis (aq) dalelėmis.

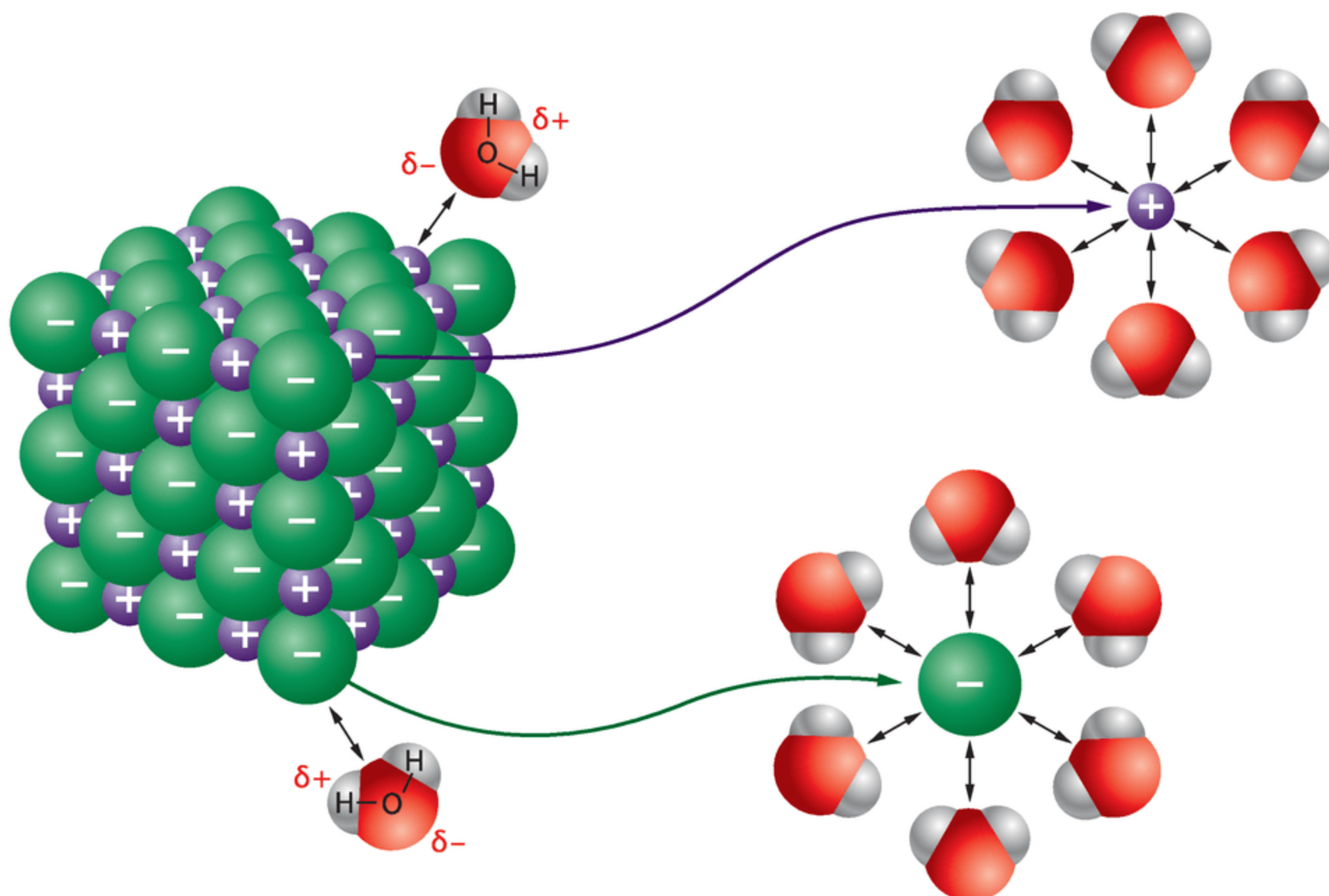
Hidratuoti junginiai vadinami **hidrātais**. Jų bendroji formulė yra  $[M(H_2O)_x]^{z+}$  ( $x$  – ne daugiau kaip 30 molekulių). Pavyzdžiui, tirpstant valgomosios druskos kristalams, susidaro hidratuoti  $Na^+$  ir  $Cl^-$  jonai (17 pav).



Hidratuotasis anijonas



Hidratuotasis katijonas

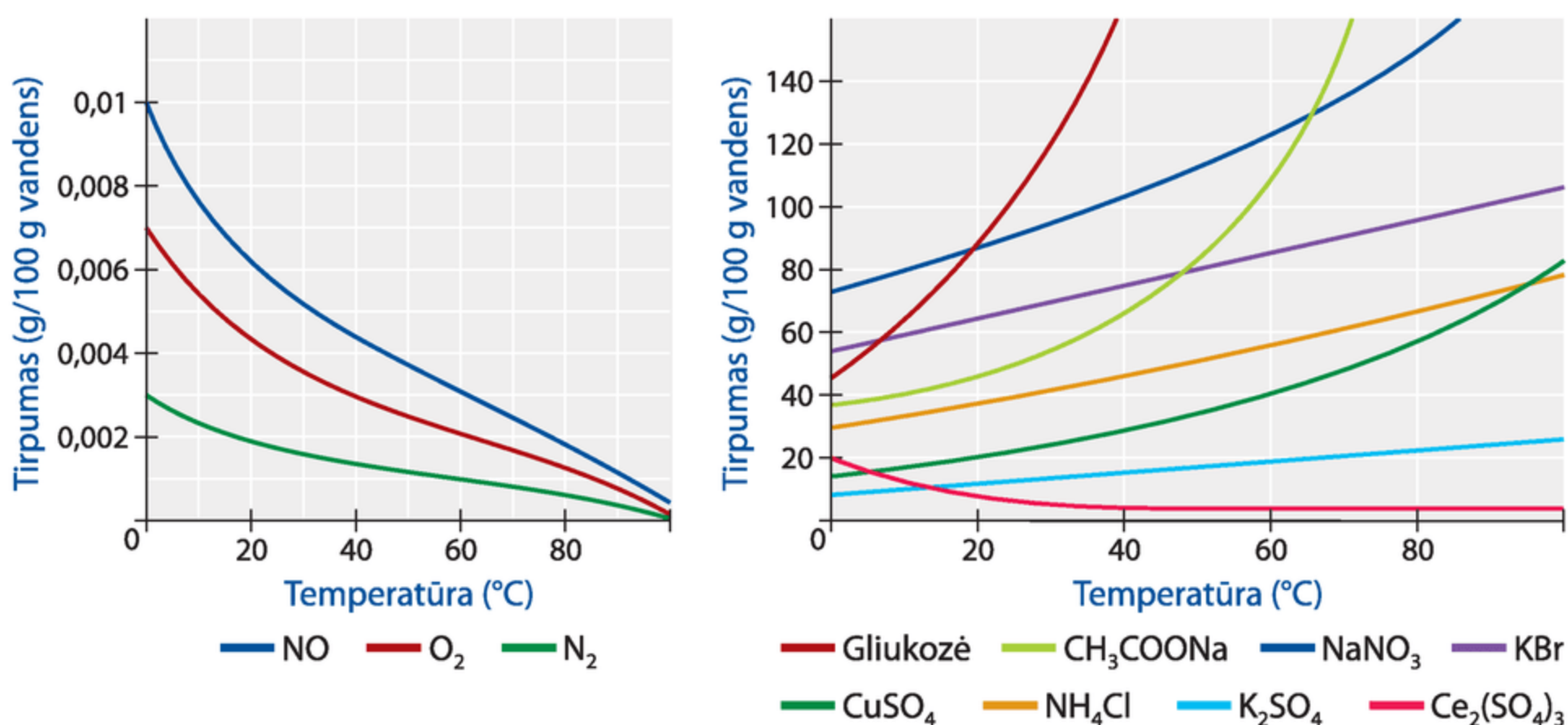


17 pav.  $Na^+$  ir  $Cl^-$  jonų susidarymas



Kiekvieną  $\text{Na}^+$  ir  $\text{Cl}^-$  joną apsupa po 5–10 polinių vandens molekulių. Panašiai kaip  $\text{H}^+$  joną vandeniniame tirpale apsupa 4 vandens molekulės ir susidaro hidratuotasis oksonio jonas ( $\text{H}_3\text{O}^+ \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ ). Cheminių reakcijų lygtyse vandenilio jonai dažniausiai žymimi  $\text{H}^+$ .

Kai vandenyje tirpstančios medžiagos dalelės tolygiai pasklinda tarp vandens molekulių, susidaro vienalytis mišinys – tirpalas. **Tirpumas** – medžiagos savybė ištirpti tam tikrame tirpiklio tūryje. **Tirpumas išreiškiamas didžiausia medžiagos mase (g), kuri gali ištirpti 100 g tirpiklio tam tikroje temperatūroje.** Pavyzdžiui, 20 °C temperatūros 100 g vandens ištirpsta 40 g  $\text{NH}_4\text{Cl}$  (žr. 18 pav.) ir gaunamas  $\frac{40 \text{ g}}{100 \text{ g} + 40 \text{ g}} = 0,286$  masės dalies arba 28,6 % tirpalas.



18 pav. Kai kurių dujų ir kietųjų medžiagų tirpumo vandenyje kreivės

*Jei 100 g vandens ištirpsta daugiau kaip 1 g kietosios medžiagos, tai sakoma, kad medžiaga yra labai tirpi, jei ištirpsta nuo 0,1 iki 1 g – mažai tirpi, o jeigu mažiau negu 0,1 g – netirpi* (žr. cheminių junginių tirpumo lentelę vadovėlio gale).

**Svarbu!** Dujų tirpumas gali būti išreiškiamas ištirpusių dujų tūriu (ml) 100 g arba 1 l vandens.

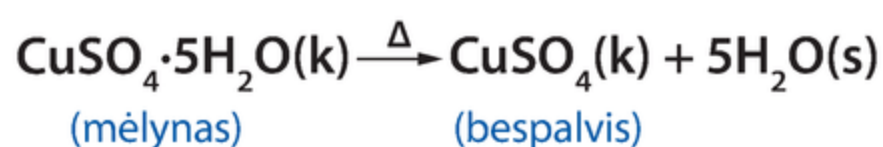
Keliant temperatūrą daugumos kietųjų medžiagų tirpumas didėja (žr. 18 pav.), o dujinių medžiagų – mažėja. Tirpumas, kai temperatūra yra pastovi, parodo vieną iš medžiagos savybių. Medžiagos tirpumo priklausomybė nuo temperatūros vaizduojama tirpumo kreive. Tirpalas, kuriame tam tikroje temperatūroje yra ištirpusi didžiausia medžiagos masė, vadinamas **sočiūoju**. Jeigu tos pačios temperatūros tirpale dar galima ištirpdyti medžiagos, toks tirpalas vadinamas **nesočiūoju**. Tirpalas, kuriame ištirpusios medžiagos masė yra didesnė, negu gali būti tos pačios temperatūros sočiajame tirpale, vadinamas **pérsotintuoju**. Persotintasis tirpalas labai nestabilus: nuo menko krestelė-



jimo dalis medžiagos kristalinas ir jis tampa sočiuoju tirpalu. Tas pats atsitinka, jei į tirpalą patenka dulkių ar smulkių plaušelių.

Išnagrinėkime kalio chlorido KCl gavimą iš silvinito KCl·NaCl. Iš 19 paveikslo matyti, kad kylant temperatūrai KCl tirpumas, palyginti su NaCl tirpumu, smarkiai didėja. Kai 100 °C temperatūros sotusis silvinito tirpalas ataušinamas iki 20 °C temperatūros, KCl išsikristalina. Taip jis išskiriamas iš KCl ir NaCl mišinio. Vėl pašildžius tirpalą iki 100 °C temperatūros, jis yra nesotusis KCl atžvilgiu ir jame gali tirpti KCl. Todėl tokiam tirpale tirpdant silvinitą tirpsta tik KCl, o NaCl nusėda ant indo dugno.

Dauguma tirpdomų kietųjų medžiagų yra **kristalohidratai**, t. y. kristalinės medžiagos, turinčios kristalizacinio vandens. Kristalohidratų cheminėse formulėse vandens molekulių junginasis parodomas daugybės ženklu „·“, pavyzdžiui, gamtinis gipsas  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ , arba kalcio sulfato dihidratas, kristalinė soda  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ , arba natrio karbonato dekahidratas ir t. t. Kaitinant kristalohidratą jis netenka kristalizacinio vandens ir spalvota druska keičia spalvą.



### Uždavinių pavyzdžiai

1. 60 °C temperatūros tirpale ištirpo 126 g  $\text{NaNO}_3$ . Apskaičiuokite, kiek gramų druskos išsikristalins, jeigu tirpalą ataušinsime iki 40 °C.

### Sprendimas

Iš tirpumo kreivės (žr. p. 64) sužinome, koks  $\text{NaNO}_3$  tirpumas 40 °C tirpale:

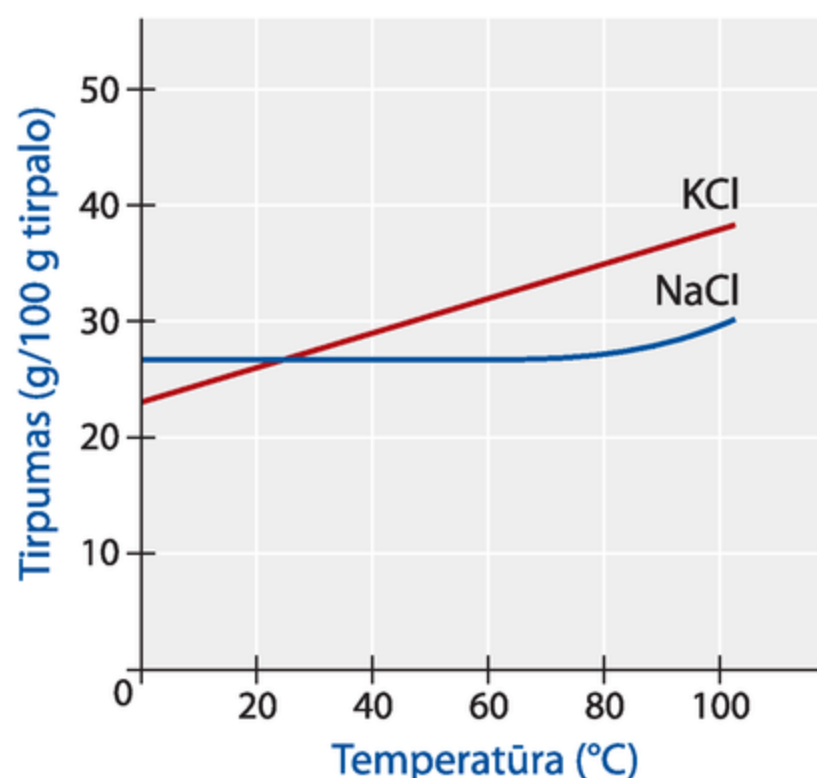
100 g vandens ištirpsta 106 g  $\text{NaNO}_3$ .

Apskaičiuojame išsikristalinusios  $\text{NaNO}_3$  druskos masę, tirpalą ataušinus nuo 60 °C iki 40 °C:

$$m(\text{NaNO}_3) = 126 \text{ g} - 106 \text{ g} = 20 \text{ g}.$$

**Atsakymas:** išsikristalins 20 g druskos.

2. Kiek gramų išsikristalins gipso  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ , jeigu 1 kg 60 °C vandens ištirpdyta 2,2 g gipso, o tirpalas ataušinamas iki 20 °C (100 g tirpalo ištirpsta 0,18 g  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ )?



19 pav. KCl ir NaCl tirpumo priklausomybė nuo temperatūros



**Sprendimas**

Apskaičiuojame, kiek gipso gali ištirpti 1 kg 20 °C vandenyje:

100 g vandens ištirpsta 0,18 g  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ;

1000 g vandens ištirpsta  $x$  g;

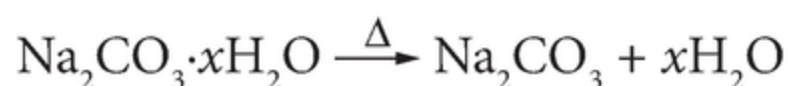
$$x = 1,8 \text{ g } \text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}.$$

Ataušinus tirpalą iškris:

$$2,2 \text{ g} - 1,8 \text{ g} = 0,4 \text{ g gipso } \text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O kristalų}.$$

*Atsakymas:* išsikristalins 0,4 g gipso  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ .

3. Parašykite kristalohidrato formulę, jeigu kaitinant 14,3 g natrio karbonato kristalohidrato jo masė sumažėjo 9 g.

**Sprendimas**

Apskaičiuojame bevandenio natrio karbonato masę:

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = m(\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot x\text{H}_2\text{O}) - m(x\text{H}_2\text{O});$$

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 14,3 \text{ g} - 9 \text{ g} = 5,3 \text{ g}.$$

Apskaičiuojame  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  kiekį:

$$n(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{m(\text{Na}_2\text{CO}_3)}{M(\text{Na}_2\text{CO}_3)};$$

$$n(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{5,3 \text{ g}}{106 \text{ g/mol}} = 0,05 \text{ mol}.$$

Apskaičiuojame vandens, kurio masė 9 g, kiekį:

$$n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m(\text{H}_2\text{O})}{M(\text{H}_2\text{O})};$$

$$n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{9 \text{ g}}{18 \text{ g/mol}} = 0,5 \text{ mol}.$$

Apskaičiuojame natrio karbonato ir vandens kiekių santykį:

$$n(\text{Na}_2\text{CO}_3) : n(\text{H}_2\text{O}) = 0,05 \text{ mol} : 0,5 \text{ mol} = 1 \text{ mol} : 10 \text{ mol}.$$

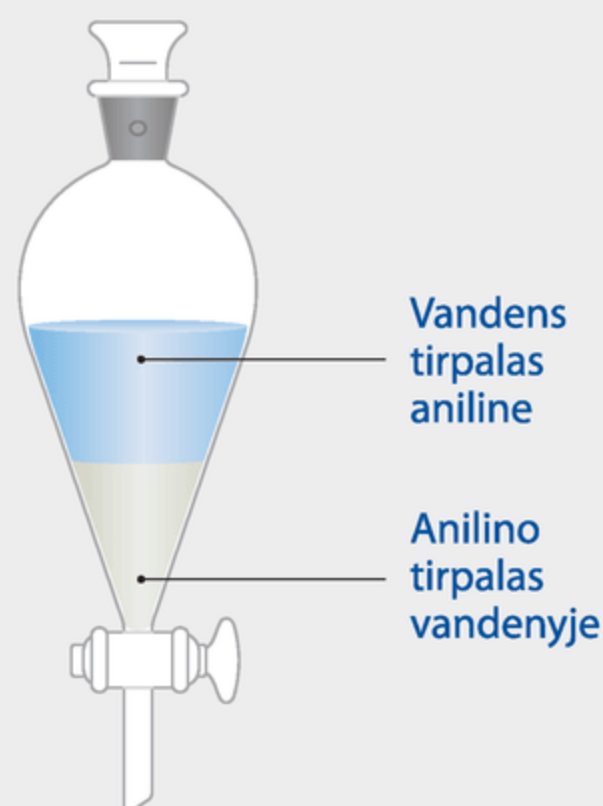
*Atsakymas:* natrio karbonato kristalohidrato formulė  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ .

Vanduo tirpdo daug dujinių, skystųjų ir kietųjų medžiagų. Todėl gamtinis vanduo niekada nebūna visiškai grynas.

Dujų tirpumas skysčiuose priklauso nuo dujų ir tirpiklio savybių, temperatūros ir slėgio. Dujų tirpumą lemia jų molekulių poliškumas: jeigu dujų molekulės polinės ( $\text{NH}_3$ ,  $\text{HCl}$ ), jos geriau tirpsta poliniuose tirpikliuose ( $\text{H}_2\text{O}$ ), o jeigu dujų molekulės nepolinės ( $\text{O}_2$ ,  $\text{N}_2$ , inertinės dujos), tokios dujos geriau tirpsta nepoliniuose tirpikliuose (benzine, benzene ir pan.). Jeigu dujos reaguoja su tirpikliu, tai jų tirpumas labai didelis, pavyzdžiui,  $\text{NH}_3$  ir  $\text{H}_2\text{O}$ .

Įvairių dujų tirpumas viename litre vandens ( $t = 20\text{ }^\circ\text{C}$ ): amoniako – 677 l; vandenilio chlorido – 430,4 l; deguonies – 0,031 l; azoto – 0,016 l; vandenilio – 0,019 l; metano – 0,0345 l; sieros(IV) oksido – 33,3 l; helio – 0,0095 l.

Skysčiai, kurių molekulės artimo poliškumo, maišosi vienas su kitu sudarydami bet kokios sudėties mišinius. Skysčiai, kurių molekulės skirtingo poliškumo, nesimaišo, tačiau kai kurie skysčiai tirpsta vienas kitame. Pavyzdžiui, tirpdant aniliną vandenyje, šie skysčiai tirpsta vienas kitame, todėl susidaro du tirpalai: viršuje vandens tirpalas aniline ir apačioje anilino tirpalas vandenyje (20 pav.). Keliant temperatūrą skysčių tirpumas vienas kitame didėja.



20 pav. Skysčių sluoksnių susidarymas dalijamajame piltuve aniliną tirpdant vandenyje

Medžiagų tirpumas yra ir fizikinis, ir cheminis reiškinys, todėl

- 1) pereinant medžiagai į tirpalą, energija sunaudojama (endoterminis procesas  $\Delta H > 0$ , išsamiau p. 177). Tirpstant kietosioms medžiagoms yra jų kristalinės gardelės;
- 2) reaguojant ištirpusios medžiagos jonams ar molekulėms su tirpiklio molekulėmis, energija išsiskiria (egzoterminis procesas  $\Delta H < 0$ , išsamiau p. 177).

Tirpdant  $\text{NaNO}_3$ ,  $\text{NaCl}$ ,  $\text{KNO}_3$ , vyksta endoterminis procesas, o tirpdant  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{NaOH}$  ar  $\text{H}_2\text{SO}_4$  – egzoterminis procesas. Pavyzdžiui, tirpdant  $\text{NaOH}$ , ryšiui  $\text{Na}-\text{OH}$  suardyti reikia sunaudoti 884,5 kJ/mol energijos. Tačiau susidarant hidratuotiesiems  $\text{Na}^+$  ir  $\text{OH}^-$  jonams išsiskiria 422,59 kJ/mol ir 510,45 kJ/mol, t. y. 933,04 kJ/mol energijos. Taigi tirpstant  $\text{NaOH}$  išsiskiria 48,54 kJ/mol ( $933,04 - 884,5$ ) energijos.

Ištirpusios kalcio ir magnio druskos nulemia vandens kietumą (plačiau – „Vandens kietumas“).



### 5.3. Vandeningų tirpalų koncentracijų reiškimo būdai

*Mišinio ir junginio kiekybinę sudėtį rodo jo sudedamųjų dalių masės dalis, kuri dažniausiai reiškiama procentais.* Pavyzdžiui, duotas 15 % tirpalas. Tai reiškia, kad 100 g to tirpalo yra 15 gramų ištirpusios medžiagos ir 85 g tirpiklio.

$$\omega(\text{sud. dalies}) = \frac{m(\text{sud. dalies})}{m(\text{mišinio})} \cdot 100 \%$$

*Molinė koncentracija reiškiama ištirpusios medžiagos kiekiu viename litre tirpalo.* Molinė koncentracija  $c$  matuojama mol/l arba mol/dm<sup>3</sup>.

$$c = \frac{m}{M}$$

#### Uždavinių pavyzdžiai

1. 60 g druskos išsikristalino iš šaldomo 800 g 40 % tirpalo. Kokia druskos masės dalis (%) gautame tirpale?

Apskaičiuojame ištirpusios druskos masę:

#### Proporcijų metodas

100 g tirpalo – 40 g druskos;                      arba  
800 g tirpalo –  $x$  g;  
 $x = 320$  g druskos.

#### Formulių metodas

$$m(\text{druskos}) = m(\text{tirpalo}) \cdot \omega;$$

$$m(\text{druskos}) = 800 \text{ g} \cdot 0,4 = 320 \text{ g}.$$

Apskaičiuojame tirpale likusios druskos ir tirpalo mases (išsikristalino 60 g druskos):

$$m(\text{druskos}) = (320 - 60) \text{ g} = 260 \text{ g};$$

$$m(\text{tirpalo}) = (800 - 60) \text{ g} = 740 \text{ g}.$$

Apskaičiuojame druskos masės dalį (%) gautame tirpale:

#### Proporcijų metodas

260 g – 740 g tirpalo;                      arba  
 $x$  g – 100 g tirpalo;  
 $x = 35,1$  g.  
Jei 100 g tirpalo yra 35,1 g druskos,  
vadinasi, druskos masės dalis 35,1 %.  
Atsakymas: 35,1 %.

#### Formulių metodas

$$\omega(\text{druskos}) = \frac{m(\text{druskos})}{m(\text{tirpalo})} \cdot 100 \%;$$

$$\omega(\text{druskos}) = \frac{260 \text{ g} \cdot 100 \%}{740 \text{ g}} = 35,1 \%.$$

Toliau uždaviniams spręsti bus taikomas proporcijų metodas (išsamiau p. 231).

2. Praskiedus 900 ml 10 %  $\text{CuCl}_2$  tirpalo ( $\rho = 1,096 \text{ g/cm}^3$ ), pagaminta 2 l tirpalo. Kokia gauto tirpalo molinė koncentracija?

Apskaičiuojame 10 %  $\text{CuCl}_2$  tirpalo masę:

$$m(\text{tirpalo}) = V \cdot \rho;$$

$$m(\text{tirpalo}) = 900 \text{ ml} \cdot 1,096 \text{ g/ml} = 986,4 \text{ g}.$$

Apskaičiuojame ištirpusios druskos masę:

10 g  $\text{CuCl}_2$  – 100 g tirpalo;

$x$  g – 986,4 g tirpalo;

$$x = 98,64 \text{ g CuCl}_2.$$

Apskaičiuojame ištirpusios druskos kiekį:

$$M(\text{CuCl}_2) = 63,5 + 2 \cdot 35,5 = 134,5 \text{ g/mol};$$

1 mol – 134,5 g;

$x$  mol – 98,64 g;

$$x = 0,733 \text{ mol (2 litruose)}.$$

Apskaičiuojame molinę koncentraciją:

0,733 mol – 2 l;

$x$  mol – 1 l;

$$x = 0,367 \text{ mol/l}.$$

*Atsakymas:* 0,367 mol/l.

3. Apskaičiuokite procentinę koncentraciją tirpalo, gauto 7 l  $\text{CO}_2$  ištirpdžius 200 ml vandens.

Apskaičiuojame 7 l  $\text{CO}_2$  masę:

$$M(\text{CO}_2) = 44 \text{ g/mol}.$$

Kadangi vienas molis dujų užima 22,4 l (STP), tai:

44 g – 22,4 l;

$x$  g – 7 l;

$$x = 13,75 \text{ g}.$$

Apskaičiuojame tirpalo masę:

$$m(\text{tirpalo}) = 200 \text{ g} + 13,75 \text{ g} = 213,5 \text{ g}.$$



Apskaičiuojame procentinę tirpalo koncentraciją:

213,5 g tirpalo – 13,5 g CO<sub>2</sub>;

100 g –  $x$  g;

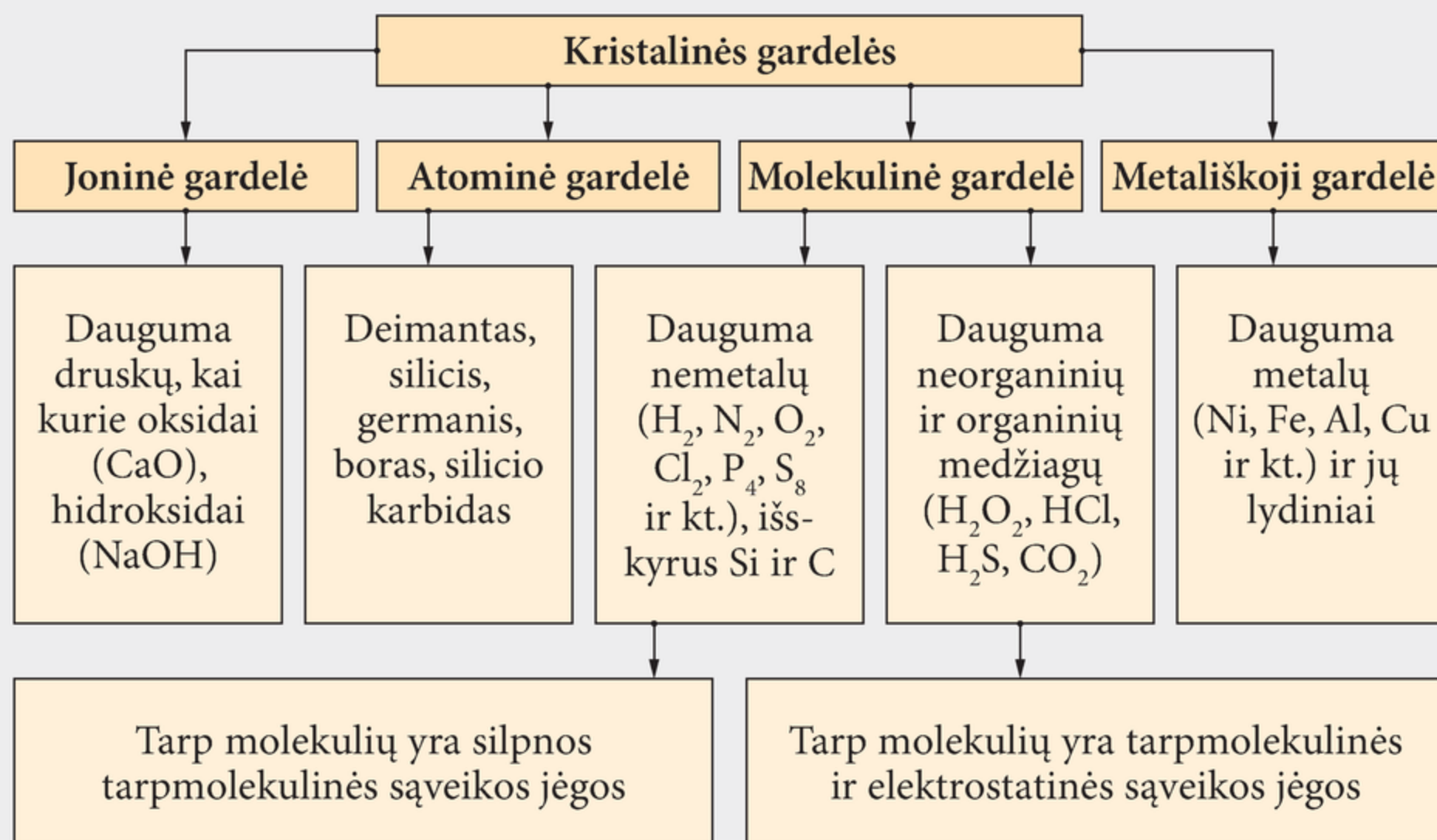
$x = 6,4$  g.

Jei 100 g tirpalo yra 6,4 g ištirpusių dujų, vadinasi, procentinė koncentracija 6,4 %.

Atsakymas: 6,4 %.

## 5.4. Kietosios medžiagos

Kietosios agregatinės būsenos medžiagos yra kristalinės struktūros, kuriai būdingas tvarkingas dalelių išsidėstymas erdvėje. Jei daleles pažymėtume taškais ir juos sujungtume tiesėmis, gautume kristalinės gardelės modelį. Kiekvienas gardelės taškas vadinamas kristalinės gardelės mazgu. Kaip skirstomos kristalinės gardelės, žr. 21 paveiksle.

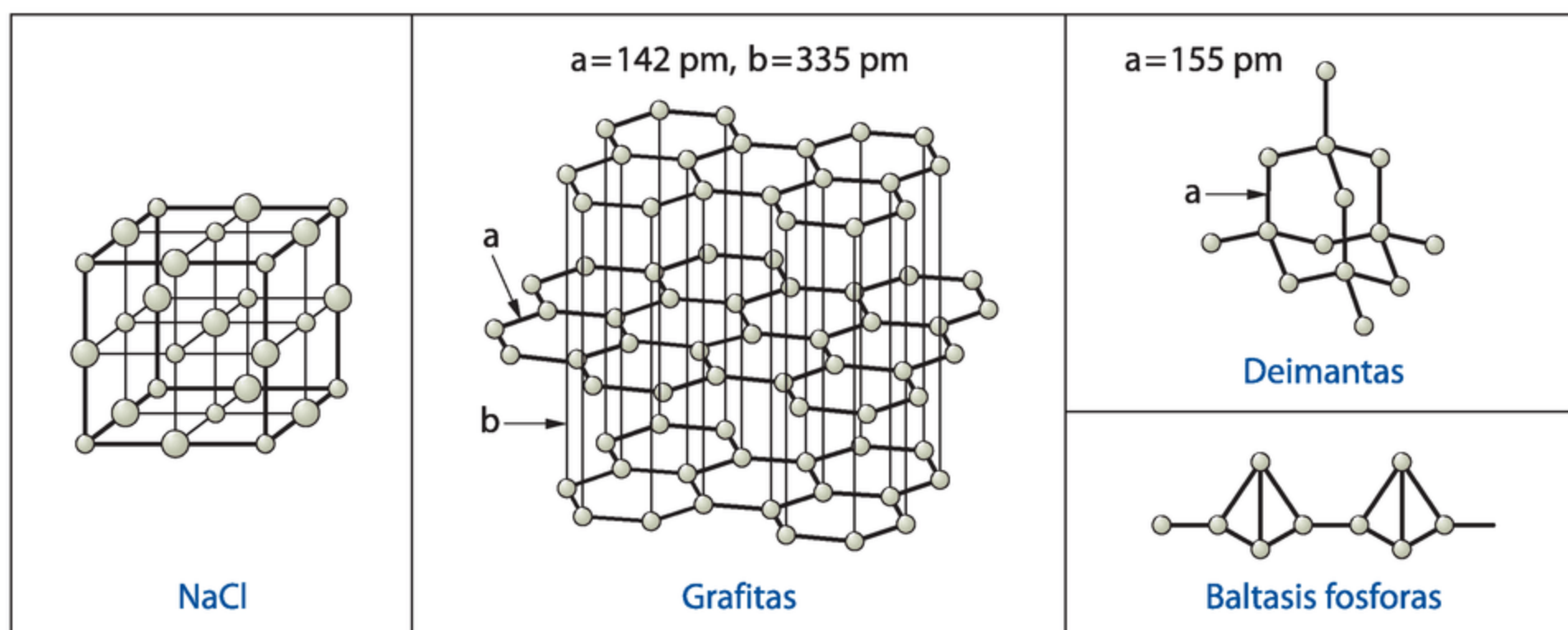


21 pav. Kristalinių gardelių skirstymas

**Joninių kristalinių gardelių** mazguose yra teigiamųjų ir neigiamųjų jonų, susijungusių joniniu ryšiu (pavyzdžiui, NaCl). **Atominių kristalinių gardelių** mazguose atomai tarpusavyje jungiasi kovalentiniais ryšiais (pavyzdžiui, deimantas). **Molekulinių kristalinių gardelių** mazguose – molekulių sąveika (pavyzdžiui, sierra S<sub>8</sub>, ledas H<sub>2</sub>O, jodas I<sub>2</sub>, sausasis ledas CO<sub>2</sub>). **Metališkosios kristalinės gardelės** mazguose yra metalo atomų ir jonų, susijungusių bendraisiais laisvaisiais elektronais (pavyzdžiui, varis). Įvairių kristalinių gardelių medžiagų savybės pateikiamos 3 lentelėje, o gardelių modeliai – 22 paveiksle.

3 lentelė. Kristalinių gardelių tipai ir medžiagų savybės

Savybės	Metališkoji gardelė	Joninė gardelė	Atominė gardelė	Molekulinė gardelė
$t_{\text{lyd.}} (^{\circ}\text{C})$	Aukšta ir labai aukšta	Aukšta	Labai aukšta	Nedidelė
$t_{\text{vir.}} (^{\circ}\text{C})$	Aukšta ir labai aukšta	Aukšta	Labai aukšta	Nedidelė
Mechaninės	Kieti, kalūs	Kieti, trapūs	Labai kieti	Minkšti
Laidumas	Geri laidininkai	Izoliatoriai (vandenyje ir lydale elektrolitai)	Izoliatoriai (išskyrus grafitą)	Izoliatoriai
Tirpumas vandenyje	Netirpūs	Įvairaus tirpumo	Netirpūs	Įvairaus tirpumo
Tirpumas nepoliniuose tirpikliuose	Netirpūs	Netirpūs	Tirpūs	Netirpūs



22 pav. Kristalinių gardelių modeliai

Anglies alotropinės atmainos\* grafitas ir deimantas, taip pat baltasis fosforas yra vieninės medžiagos\*\*, o NaCl sudėtinė medžiaga.\*\*\*

\**Alotropinė atmaina* – tos pačios rūšies medžiaga, turinti skirtingą struktūrą.

\*\**Vieninė medžiaga* – iš vienos rūšies atomų sudaryta medžiaga.

\*\*\**Sudėtinė medžiaga* – iš kelių skirtingų elementų sudaryta medžiaga.



Deimanto ir grafito kristalinės gardelės yra atominės. Deimanto gardelėje kiekvienas C atomas apsuptas keturių kitų C atomų. Atomai vienodu atstumu ( $a = 155 \text{ pm}$ ) nutolę vienas nuo kito. Kampas tarp ryšių  $109,5^\circ$ . Visi keturi valentiniai C elektronai sudaro ryšius, todėl deimantas labai kietas. Grafito gardelėje C atomai išsidėstę sluoksniais. Atstumas tarp sluoksnių ( $b = 335 \text{ pm}$ ) didesnis negu atstumas tarp C atomų, esančių tame pačiame sluoksnyje ( $a = 142 \text{ pm}$ ). Vadinasi, sluoksniai jungiasi silpnesniais ryšiais, todėl grafitas skyla atsidalijant sluoksniams. Kiekviename sluoksnyje C atomas su kitais C atomais sudaro 3 kovalentinius nepolinius ryšius (ryšio kampas  $120^\circ$ ). Ketvirtas elektronas, kaip ir metalų, yra laisvas. Dėl šių laisvųjų elektronų grafitas laidus elektros srovei. Kadangi deimanto ir grafito gardelių atomų sandara skirtinga, tai skiriasi ir jų fizikinės savybės.

Deimantas	Grafitas
Kietas (Moso skalėje – 10)	Minkštas, gali būti vartojamas vietoj tepalų
Skaidrus, bespalvis	Neskaidrus, pilkas, blizga kaip metalas
Nepraleidžia elektros srovės	Gera praleidžia elektros srovę ir šilumą

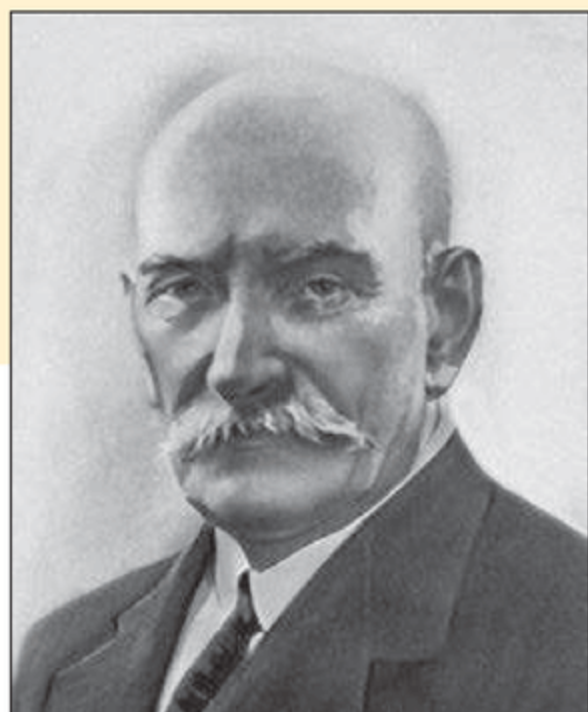
Medžiagų sudėties pastovumo dėsnis (žr. p. 11) suformuluotas manant, kad visos medžiagos sudarytos iš molekulių. Tačiau Nikolajus Kurnakovas pastebėjo nukrypimų nuo šio dėsnio. Jis nustatė ir eksperimentais įrodė, kad yra ir pastovios, ir kintamos cheminės sudėties junginių.

Pastovios cheminės sudėties junginiai	Kintamos cheminės sudėties junginiai
TiC, $\text{TiO}_2$ , $\text{Cu}_2\text{S}$ , CuS, PbS	$\text{TiC}_{0,6}$ – $\text{TiC}_{1,0}$ , $\text{Pb}_{0,9995}\text{S}$ – $\text{PbS}_{0,9995}$ , $\text{Ti}_{0,7}\text{O}$ – $\text{TiO}_{1,3}$ , $\text{TiO}_{1,9}$ – $\text{TiO}_2$ , $\text{Cu}_{1,125}\text{S}$ – $\text{Cu}_{1,96}\text{S}$

Pastovios cheminės sudėties junginiuose indeksai\* yra sveikieji skaičiai, o kintamos sudėties junginiuose – trupmeniniai. Kurnakovo siūlymu, **pastovios sudėties kietafaziai junginiai vadinami daltonidais, o kintamos sudėties, t. y. nestechiometrinės, kietafaziai junginiai – bertolidais**. Bertolidų sudėtis priklauso nuo jų gavimo būdo ir sąlygų. Daugiausia nestechiometrinių junginių sudaro pereinamieji elementai.

\***Iñdeksas** – skaitinis arba raidinis rodiklis, rašomas apačioje arba viršuje prie cheminio simbolio.





**Nikolajus Kurnakovas (1860–1941)** – rusų mokslininkas, fizikocheminės analizės Rūsijoje pradininkas. Jo darbai ypač svarbūs metalurgijos srityje. 1904 metais sukonstravo prietaisą terminei analizei atlikti. Šis matuoklis vadinamas Kurnakovo pirometru.

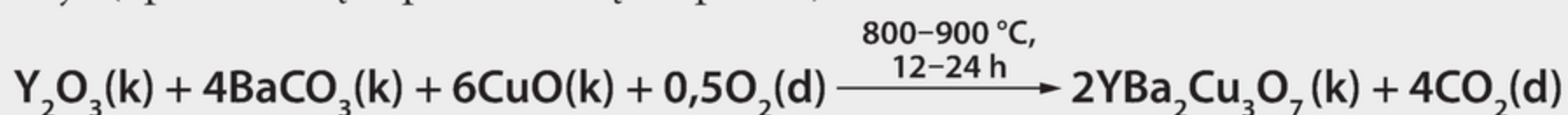
*Įdomu.* Lietuvoje VU (prof. Algimanto Žebrausko grupė), KTU Bendrosios chemijos ir Neorganinės chemijos katedrose (prof. Vitalijaus Janickio ir doc. Stanislovo Grevio grupės) tiriamas nestechiometrinių junginių įsiterpimas į polieteno, polipropeno ir poliamido dangas (VU –  $\text{Cu}_x\text{S}$ , o KTU –  $\text{Cu}_x\text{A}$ ,  $\text{Tl}_x\text{A}$  ir kitų metalų: A–S, Se, Te).

Nestechiometriniai junginiai polimerų paviršiuje sudaro laidžius elektrai sluoksnius, kurie naudojami optiniams prietaisams gaminti, radiotechninėms medžiagoms ir plastikams metalizuoti.

## 5.5. Šiuolaikinės technologinės medžiagos

Dabar buityje ir technikoje naudojamos medžiagos turi atitikti specifinius reikalavimus. Trumpai aptarsime keletą pagrindinių šiuolaikinių konstrukcinių medžiagų.

**Superlaidininkai.** 1987 metais buvo atrasta medžiagų (sukepusių lantanoidų, bario ir vario oksidų keramikos), kurios superlaidininkais virsta 100 K (–173 °C) temperatūroje (apie metalų superlaidumą žr. p. 104).



Tai **aukštatemperatūriai superlaidininkai** (4 lentelė).

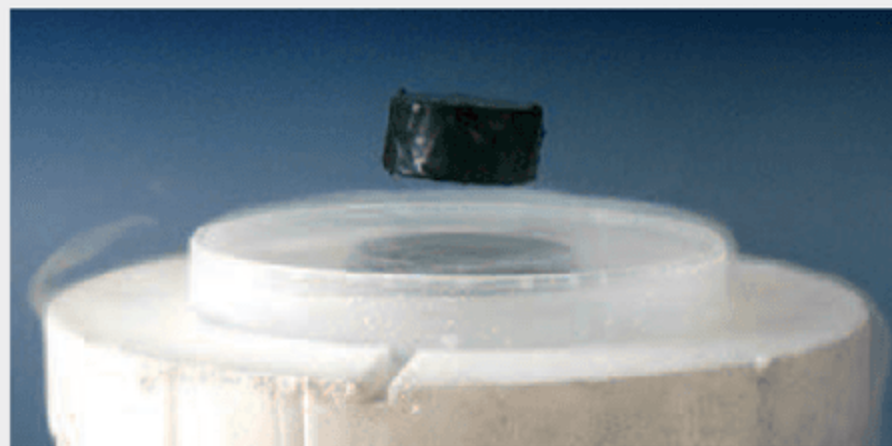
**4 lentelė. Aukštatemperatūrių superlaidininkų sudėtis ir superlaidumo reiškinių temperatūra**

Junginys	T (K)
$\text{Bi}_2(\text{Sr}_{2-x}\text{Ca}_x)\text{CuO}_6$	80
$\text{YBa}_2\text{Cu}_3\text{O}_{7-x}$	95
$\text{Bi}_2\text{Ca}_2\text{Sr}_2\text{Cu}_3\text{O}_{10}$	110
$\text{Tl}_2\text{Ba}_2\text{Ca}_2\text{Cu}_3\text{O}_{10}$	125
$\text{HgBa}_2\text{Ca}_2\text{Cu}_3\text{O}_8$	133



**Idomu.** Lietuvojė VU Bendrosios ir neorganinės chemijos katedroje prof. Aivaras Kareivos vadovaujama mokslininkų grupė zolių gelių\* metodu sintetina  $Y_{1-x}M_xBa_2Cu_4O_8$  superlaidininkus ( $M$  – pakaitiniai metalai: Mn, Fe, Co, Ni, Zn, Eu, Gd, Yb ir Lu, keičiantys Cu superlaidininką). Tos pačios katedros prof. Adolfo Abručio vadovaujama grupė specialia įranga (MOCVD) nusodina superlaidžias plėveles.

Superlaidininkai naudojami įvairiems superlaidumo reiškiniams pagrįstiems prietaisams (elektromagnetams, generatoriams, taip pat superlaidiems kabeliams) gaminti, šiluminei spinduliuotei matuoti, skaičiavimo mašinų atminties ir loginiams elementams kurti. Pavyzdžiui, magnetas superlaidininke sukelia elektros srovę, kuri sukuria magnetinį lauką, stumiantį magneto magnetinį lauką. Todėl magnetas pakimba virš superlaidininko ir kybo tol, kol superlaidininku teka srovė (23 pav.). Elektros srovė užgęsta tik padidėjus superlaidininko temperatūrai.



23 pav. Meisnerio reiškinys

**Keramika.** Tai nemetalinė neorganinė medžiaga. Įprastą statybinę keramiką sudaro metalų silikatai ar aliumosilikatai, pavyzdžiui, stiklas, cementas, keraminės plytos. Šiuolaikinė keramika turi daug daugiau sudedamųjų dalių, ji skirstoma į metalų oksidus ( $Al_2O_3$ ,  $ZrO_2$ , BeO) ir neoksidų junginius (sunkialydziai karbidai: karborundas SiC, volframo karbidas WC, ir nitridai:  $Si_3N_4$ , BN). Iš šiuolaikinės keramikos gaminamos medžiagos yra kietos, lengvos, atsparios aukštai temperatūrai, tačiau trapios ir laidžios šilumai. Jos naudojamos metalams nuo korozijos apsaugoti ( $ZrO_2$  ar  $Al_2O_3$ ), vidaus degimo varikliams gaminti. Keramikos gamybos žaliavos malamos malūnais naudojant malimo kūnus (porcelianinius ar kitokius rutulius). Tačiau taip smulkinant žaliavas mechaniškai dilinamas ir malūnų paviršius. To išvengiama šiuolaikinę keramiką gaminant zolių gelių metodu naudojant nevandeninius organinių medžiagų tirpalus (metanolį, etanolį ar etano rūgštį). Zolių dalelės susideda iš metalų ar nemetalų hidroksidų  $M(OH)_n$ , kurie vykstant reakcijai netenka vandens ir sudaro M–O–M ryšius.



Alkoksidas



Alkoksido hidrolizė

Zolis





\***Zòlis** – koloidinė sistema, kurios terpė skystis, o fazė – kietoji medžiaga. Zolių dalelių dydis 1–100 nm. **Gèlis** – kietojo kūno struktūrą turintis zolis. **Tèrpė** – medžiaga, kurioje pasklidusi fazė. **Fāzė** – terpėje pasklidusios medžiagos dalelės.

Šiuolaikinės keraminės medžiagos naudojamos ir medicinoje.

**Įdomu.** Lietuvoje VU (prof. Aivaras Kareiva, dr. Irma Bogdanovičienė) zolių gelių metodu atliekama kalcio hidroksiapatito nevandeninėje terpėje ir kalsilito vandeninėje terpėje sintezė. Nustatytos sąlygos, nuo kurių priklauso biokeraminių medžiagų fazi-  
nis grynumas, kristalų dydis ir stabilumas. Ypač įdomūs kalsilito keramikos pavyzdžių ( $\text{KAlSiO}_4$  ir  $\text{K}_{0,5}\text{Na}_{0,5}\text{AlSiO}_4$ ) tyrimai. Kalsilitas  $\text{K}_{0,5}\text{Na}_{0,5}\text{AlSiO}_4$  yra biokeraminė medžiaga, naudojama dantų porcelianui gaminti.

Metallų lydiniai (Fe–Ni) ir keraminės medžiagos ( $\text{MgFe}_2\text{O}_4$ ,  $\text{MnFe}_2\text{O}_4$ ) plačiai naudojamos gaminant magnetus.

**Specialieji stiklai.** Jie plačiai pritaikomi chemijos pramonėje ir atominėje energetikoje. Chemijos pramonėje naudojami stiklai turi būti chemiškai ir termiškai atsparūs. Tokie stiklai gaminami iš  $\text{SiO}_2$  ir mažų kiekių šarminių metallų oksidų, kitokių oksidų ( $\text{B}_2\text{O}_3$ ,  $\text{ZrO}_2$ ,  $\text{TiO}_2$ ) priedų. Dauguma laboratorijose naudojamų termiškai atsparių stiklų gaunami iš kvarcinio stiklo (99,95 %  $\text{SiO}_2$ ). Pirekso stikle yra 81 %  $\text{SiO}_2$ , cirkonio – 68,4 %  $\text{SiO}_2$ . Visi šie stiklai mažai atsparūs šarmams.

Atominėje energetikoje naudojami stiklai yra atsparūs aukštai temperatūrai ir korozijai. Tokie stiklai gaminami  $\text{PbO}$ ,  $\text{P}_2\text{O}_5$  ir  $\text{WO}_3$  pagrindu.

Specialus fotochrominis „Saint-Gobain“ stiklas gaminamas sumuštinio principu: dviejų sluoksnių paprastas stiklas sulipdomas polimerine skiriamąja plėvele, kurioje, prijungus elektrinės įtampos šaltinį, ima judėti  $\text{Li}^+$  jonai ir veikti  $\text{WO}_3$  dažiklius. Kuo ilgiau spaudžiamas mygtukas, tuo tamsesnis darosi stiklas. Panašūs fotochrominiai lęšiai naudojami gaminant akinius nuo saulės.

**Įdomu.** Daugkartinių erdvėlaivių terminei izoliacijai naudojama ugniai atspari keramika, pagaminta iš  $\text{TiO}_2$  ir stiklo (aliuminio boro silikato).

**Puslaidininkiai.** 1940 metais amerikiečių chemikas Raselas Ohlis pastebėjo, kad tarp dviejų nevienodai priemaišų turinčių silicio gabalo dalių, įjungus stalinę lempą, atsirado elektros įtampa. 1947 metais Viljamo Šoklio vadovaujama mokslininkų grupė sukūrė tranzistorių – puslaidininkinį įtaisą, generuojantį ir stiprinantį elektrinius virpesius. Už šiuos darbus mokslininkų grupė buvo apdovanota Nobelio premija.



Šoklis įkūrė puslaidininkinių prietaisų įmonę, tačiau ji greitai bankrutavo. Netrukus įmonės inžinieriai įsteigė daug puslaidininkinių gaminių įmonių, kurios dirbo labai sėkmingai. Atsirado **Silicio slėnis** (Silicon Valley, JAV) – sėkmingo mokslininkų ir pramonininkų bendradarbiavimo pavyzdys. Viena iš Silicio slėnio įmonių „Intel“ 1969 metais sukūrė integrinę mikroschemą (24 pav.).

Prasidėjo kompiuterių era. Kompiuteryje „Pentium Pro“ tokių schemų yra daugiau negu 7 milijonai.

Silicio puslaidininkiai naudojami gaminant pluoštinius optinius šviesolaidžių kabelius, galinčius perduoti duomenis net 100 terabitų ( $1\text{Tb} = 10^{12}$  bitų) per sekundę greičiu. Tokios spartos kompiuteriai būtini tobulinant informacijos perdavimo ir kompiuterių valdymo balsu ar mintimis technologijas.

2009 metais Vilniuje vykusioje XV Tarptautinėje puslaidininkinių ir izoliuojančiųjų medžiagų konferencijoje („Semiconducting and Insulating Materials Conference“) daugiausia dėmesio skirta ateityje silicį pakeisiančioms medžiagoms. Tai, kad konferencija vyko Vilniuje, yra didžiulis mūsų mokslininkų (Puslaidininkinių fizikos instituto ir Vilniaus universiteto) laimėjimų įvertinimas. Silicį keičiančios medžiagos yra periodinės elementų sistemos IIIA ir VA grupės elementų junginiai ( $A_3B_5$  medžiagos). Iš šių medžiagų gaminamų prietaisų kasmet pasaulyje parduodama už ~20 mlrd. dolerių. Puslaidininkinių gaminių rinka plečiasi gerokai greičiau negu tradicinės elektronikos rinka. Šią pažangą skatina energijos išteklių brangimas.

Vis dažniau susiduriame su šviestukais – prietaisais, verčiančiais elektros srovę mėlynąja ar ultravioletine šviesa. Anksčiau jie naudoti elektronikos prietaisų indikacinėse lemputėse, pirmuosiuose kalkuliatoriuose. O dabar nieko nebestebina didelės švieslentės, kuriose yra puslaidininkinių šviestukų, pavyzdžiui, švieslentė ant Lietuvos nacionalinio operos ir baleto teatro stogo. Po kelerių metų iš puslaidininkinių šviestukų surinktos lemputės švies žmonių namuose. Naujosios lemputės padės gerokai sumažinti elektros energijos sąnaudas, o keisti jas reikės ne dažniau kaip kas 10–15 metų.

Dabar saulės elementai\* yra gaminami iš silicio. Pasaulyje kasmet instaliuojama tiek saulės elementų, kad jų bendrai sukuriamą elektros galia prilygsta dviejų Ignalinos atominių elektrinių galiai. Tačiau saulės elementai dar negali konkuruoti rinkoje su kitais elektros energijos šaltiniais: jų naudingumo koeficientas tik 15 %, o atsiperka per kelis dešimtmečius. Todėl tiriami metalų nitridai: keičiant šių medžiagų sudėtį, jos pasidaro jautrios visam saulės spektrui – nuo infraraudonosios jo dalies iki ultravioletinės.



24 pav. Integrinė mikroschema



*\*Idomu. 2010 metais saulės elementus Lietuvoje pradėjo gaminti bendrovė „Precizi-ka-MET SC“. Apie 10 milijonų litų investavusi į gamybos liniją įmonė planuoja kasmet pagaminti apie milijoną saulės elementų.*



[www.mkp.emokykla.lt/imo/lt](http://www.mkp.emokykla.lt/imo/lt) ir [www.mkp.emokykla.lt/saugi-chemija](http://www.mkp.emokykla.lt/saugi-chemija)

### Atsakykite į klausimus ir išspręskite uždavinius

1. Taikydami Gei-Liusako dėsnį, apskaičiuokite tūrį, kurį užims vienas molis dujų, kai  $t = 20\text{ }^{\circ}\text{C}$  ir  $p = 101,33\text{ kPa}$ .
2. Taikydami Boilio ir Marioto dėsnį, apskaičiuokite tūrį, kurį užims dujos, kai  $t = 0\text{ }^{\circ}\text{C}$  ir  $p = 100000\text{ kPa}$ .
3. 30 mol vandenilio slėgis  $10^5\text{ Pa}$ , temperatūra 91 K. Koks vandenilio tūris litrais?
4. Apskaičiuokite, kiek reikia mililitrų 70 %  $\text{H}_2\text{SO}_4$  tirpalo (tankis  $1,62\text{ g/cm}^3$ ) norint pagaminti 10 litrų 2 mol/l  $\text{H}_2\text{SO}_4$  tirpalo.
5. Apskaičiuokite 5 mol/l koncentracijos  $\text{H}_2\text{SO}_4$  tirpalo (tankis  $1,29\text{ g/cm}^3$ ) procentinę koncentraciją.
6. Kiek gramų 3 %  $\text{MgSO}_4$  tirpalo galima pagaminti iš 100 g  $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ ?
7. Kokį 50 ml 5 mol/l koncentracijos druskos rūgšties tirpalo tūrį reikia sunaudoti norint pagaminti 1,25 mol/l koncentracijos tirpalą?
8. Kiek gramų  $\text{NiSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$  (kristalohidrato) reikia pasverti 3 litrams 10 %  $\text{NiSO}_4$  (tankis  $1,11\text{ g/cm}^3$ ) tirpalo pagaminti?
9. Aušinant 1 litrą 15 % koncentracijos tirpalo (tankis  $1,07\text{ g/cm}^3$ ), išsikristalino 50 g medžiagos. Apskaičiuokite ataušinto tirpalo procentinę koncentraciją.



# CHEMINĖS REAKCIJOS IR JŲ KLASIFIKACIJA

Cheminė reakcija – procesas, kuriam vykstant vienos medžiagos virsta kitomis. Kairėje reakcijos lygties pusėje rašomos pradinės medžiagos, vadinamos reaguojančiosiomis medžiagomis, o dešinėje – susidariusios medžiagos, t. y. reakcijos produktai. Tarp šių medžiagų rašoma rodyklė „ $\rightarrow$ “. Prisiminkite kodėl (žr. p. 16). ***Jei reakcijos produktai neiškrinta nuosėdomis, nesiskiria dujos ar nesusidaro silpnieji elektrolitai (žr. p. 196), sakoma, kad reakcija nevyksta.***



Rašomos bendrosios ir joninės lygtys (žr. p. 205).

Reakcijos klasifikuojamos pagal šiuos požymius:

- 1) reaguojančiųjų medžiagų ir reakcijos produktų sudėtį ir kiekį;
- 2) oksidacijos laipsnio (žr. p. 35) kitimą;
- 3) reakcijos šiluminį efektą;
- 4) reakcijos grįžtamumą;
- 5) reakcijos medžiagų agregatinę būseną.

***Reakcijos lygtyse nenurodant konkrečios temperatūros vertės šildymas paprastai žymimas ženklu  $\Delta$ , slėgis – raide p, o katalizatorius rašomas laužtiniuose skliaustuose [kat.] arba konkrečiai  $[\text{FeCl}_3]$ .***

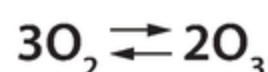
## Cheminių reakcijų apibendrinimas

Reaguojančiųjų medžiagų ir reakcijos produktų skaičius ir sudėtis	Oksidacijos laipsnio kitimas	
	Nekinta	Kinta
<b><i>Jungimosi reākcija</i></b> – reakcija, kuriai vykstant iš dviejų ar daugiau skirtingų vieninių ar sudėtinių medžiagų susidaro viena sudėtinė medžiaga. $\text{A} + \text{B} + \text{C} \rightarrow \text{D}$	$\text{CaO}(\text{k}) + \text{H}_2\text{O}(\text{s}) \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2(\text{aq})$ $\text{H}_2(\text{d}) + \text{Cl}_2(\text{d}) \rightarrow 2\text{HCl}(\text{d})$ $\text{C}_2\text{H}_4(\text{d}) + \text{H}_2(\text{d}) \rightarrow \text{C}_2\text{H}_6(\text{d})$ $\text{CaCO}_3(\text{k}) + \text{H}_2\text{O}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{d}) \rightarrow \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2(\text{aq})$	$2\text{H}_2(\text{d}) + \text{O}_2(\text{d}) \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\text{s})$ $4\text{Fe}(\text{OH})_2(\text{k}) + \text{O}_2(\text{d}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{s}) \rightarrow 4\text{Fe}(\text{OH})_3(\text{k})$

<p><b>Skilimo reākcija</b> – reakcija, kuriai vykstant iš vienos sudėtinės medžiagos susidaro dvi ar daugiau medžiagų.</p> <p><math>A \rightarrow B + C + D</math></p>	$\text{NH}_4\text{Cl(k)} \xrightarrow{\Delta} \text{NH}_3\text{(d)} + \text{HCl(d)}$ $\text{CaCO}_3\text{(k)} \xrightarrow{\Delta} \text{CaO(k)} + \text{CO}_2\text{(d)}$ $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O(k)} \xrightarrow{\Delta} \text{CuSO}_4\text{(k)} + 5\text{H}_2\text{O(s)}$	$2\text{HgO(k)} \xrightarrow{\Delta} 2\text{Hg(k)} + \text{O}_2\text{(d)}$ $2\text{KClO}_3\text{(k)} \xrightarrow{\Delta} 2\text{KCl(k)} + 3\text{O}_2\text{(d)}$
<p><b>Mainų reākcija*</b> – reakcija tarp dviejų sudėtinių medžiagų, kurios vykstant reakcijai pasikeičia sudedamosiomis dalimis.</p> <p><math>AB + CD \rightarrow AC + BD</math></p>	$\text{AgNO}_3\text{(aq)} + \text{KCl(aq)} \rightarrow \text{AgCl(k)} + \text{KNO}_3\text{(aq)}$ $\text{HCOOK(aq)} + \text{H}_2\text{O(s)} \rightleftharpoons \text{KOH(aq)} + \text{HCOOH(aq)}$	<p><b>Svarbu!</b> Vykstant mainų reakcijai cheminių elementų oksidacijos laipsniai nekinta.</p>

\*Apie vieną iš mainų reakcijų, t. y. neutralizaciją, plačiau rašoma p. 206.

Yra ir tokių reakcijų, kurias sunku priskirti konkrečiam tipui. Pavyzdžiui:

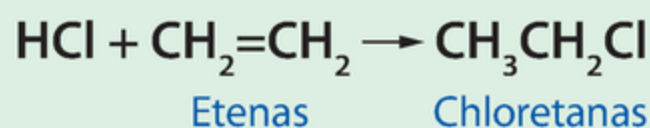


arba bendroji procesų, vykstančių pramonėje gaminant geriamąją sodą, reakcija

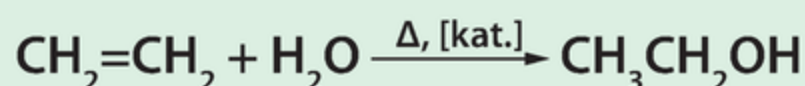
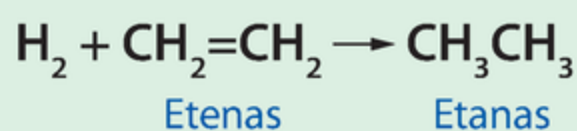


Prisiminkite 11 klasėje nagrinėtą organinių medžiagų reakcijų klasifikaciją.

**1. Prisijungimo reākcija** – reakcija, kuriai vykstant iš kelių molekulių (atomų) susidaro viena molekulė. Prisijungimo reakcijos dažnai žymimos raidėmis **Ad** (angliškai *addition* – jungimasis).

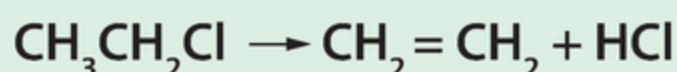


Jungimosi reakcijos, kai prijungiamas vandenilis, vadinamos **hidrinimo**, o kai prisijungia vanduo – **hidratācijos**.

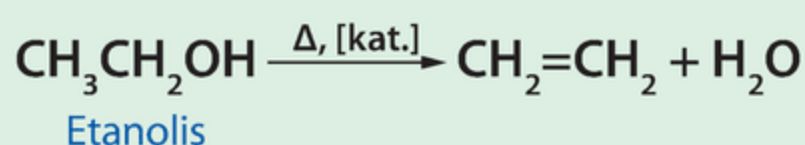




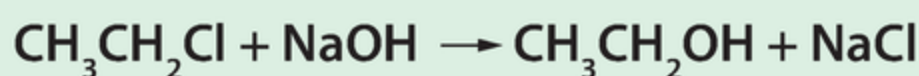
**2. Eliminavimo (atskėlimo) reākcija** – reakcija, kuriai vykstant atomų grupė atske-  
liama nuo molekulės. Eliminavimo reakcijos dažnai žymimos raide **E** (angliškai *eli-  
mination* – atskėlimas).



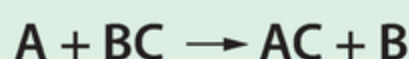
Eliminavimo reakcijos, kai atskeliamas vanduo, vadinamos **dehidratācijos**.



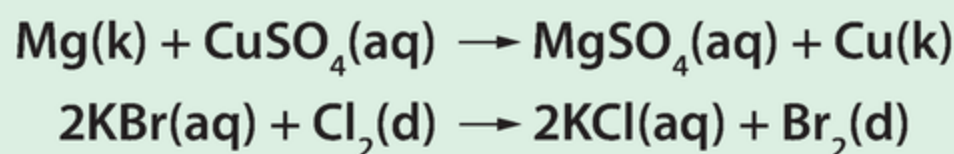
**3. Pakaitų reākcija** – reakcija, kuriai vykstant atomą arba atomų grupę molekulėje  
pakeičia kitas atomas arba atomų grupė. Pakaitų reakcijos dažnai žymimos raide **S**  
(angliškai *substitution* – pakeitimas).



Pakaitų reakcijos schema:

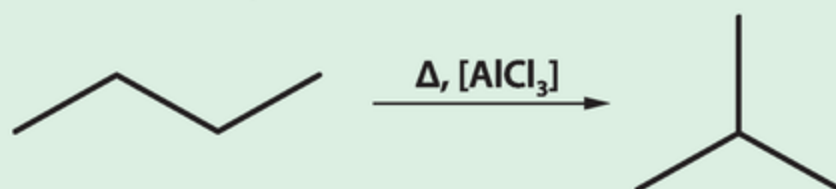


Dažnai pakaitų reakcija **netinkamai** vadinama pavadavimo. Pavadavimo reakcijos  
būdingos neorganiniams junginiams.



**Pavadavimo (išstūmimo) reākcija** – oksidacijos-redukcijos reakcija tarp vieninės ir  
sudėtinės medžiagos susidarant **naujai vieninei** ir naujai sudėtinei medžiagai.

**4. Pėrsigrupavimas** – reakcija, kuriai vykstant prisijungimo vietoje atsiduria van-  
denilio atomas, alkilpakaitas arba kita grupė. Vyksta molekulės skeleto persitvarky-  
mas – susidaro pradinės molekulės izomeras. Persigrupavimas žymimas raide **R** (an-  
gliškai *rearrangement* – persitvarkymas).



**5. Oksidācijas-redukcijos reākcija** – reakcija, kuriai vykstant vienas elementas  
elektronus atiduoda, o kitas prisijungia. Organinių junginių **oksidacija** siejama su  
**deguonies masės dalies organinės medžiagos molekulėje padidėjimu arba C–O ryšių  
skaičiaus padidėjimu**. Pavyzdžiui, alkoholio oksidacija į aldehydą. Organinių junginių  
oksidacijos reakcijų lygtyse dažnai rašoma ne konkreti reagento formulė, o bendrasis  
užrašas **[O]**.



Organinių junginių redukcija siejama su *vandenilio masės dalies organinės medžiagos molekulėje padidėjimu arba C–O ryšių skaičiaus sumažėjimu*. Pavyzdžiui, etano rūgšties redukcija į etanalį. Organinių junginių redukcijos reakcijų lygtyse dažnai rašoma ne konkreti reagento formulė, o bendrasis užrašas **[H]**.

Vykstant neorganinių medžiagų oksidacijos-redukcijos reakcijai, vienas elementas elektronus atiduoda, o kitas prisijungia.

**Oksidatorius** – molekulė, atomas arba jonas, prisijungiantis elektronus. Pagrindiniai oksidatoriai:

- 1) vieninės medžiagos, kurių atomai turi didelį elektrinį neigiamumą: VIA ir VIIA grupių elementai ( $F_2$ ,  $O_2$ ,  $Cl_2$ );
- 2) katijonai, turintys didžiausią arba didelį oksidacijos laipsnį ( $Sn^{4+}$ ,  $Fe^{3+}$ );
- 3) sudėtiniai anijonai, kurių elementas turi didžiausią arba didelį teigiamą oksidacijos laipsnį ( $Cr_2O_7^{2-}$ ,  $NO_3^-$ ,  $MnO_4^-$ ,  $SO_4^{2-}$ );
- 4) metalų peroksidai ( $Na_2O_2$ ,  $BaO_2$ ).

**Reduktorius** – molekulė, atomas arba jonas, atiduodantis elektronus. Pagrindiniai reduktoriai:

- 1) elementai, kurių atomai turi labai mažą elektrinį neigiamumą (IA ir IIA grupių elementai);
- 2) paprastieji anijonai ( $Cl^-$ ,  $S^{2-}$ );
- 3) sudėtiniai anijonai, kurių elementas turi nedidelį teigiamą oksidacijos laipsnį ( $SO_3^{2-}$ ,  $NO_2^-$ );
- 4) katijonai, turintys mažiausią oksidacijos laipsnį ( $Sn^{2+}$ ,  $Fe^{2+}$ ,  $Cr^{3+}$ );
- 5) kai kurios medžiagos aukštoje temperatūroje ( $C$ ,  $CO$ ,  $H_2$ ).

Prisiminkite 10 klasės kursą: nustatydami oksidatorius ir reduktorius taikėte žodžio „opera“ taisyklę.

Tačiau medžiagų griežtai skirstyti į oksidatorius ir reduktorius negalima. Kai kurie reduktoriai gali tapti oksidatoriais. Tai lemia reaguojančiųjų medžiagų oksidacinės ir redukcinės savybės.

S – oksidatorius	S – reduktorius
$\overset{0}{S}(k) + H_2(d) \rightarrow H_2\overset{-2}{S}(d)$	$\overset{0}{S}(k) + O_2(d) \rightarrow \overset{+4}{SO}_2(d)$

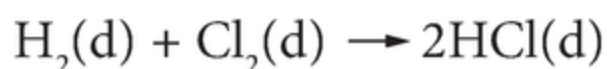
Kokią oksidacijos laipsnį gali įgyti reduktorius oksiduodamasis ar oksidatorius redukuodamasis, priklauso ir nuo reakcijos terpės (aplinkos). Ji gali būti rūgštinė, šarminė



ar neutrali. Rūgštinei terpei sudaryti dažniausiai vartojama sieros rūgštis. Druskos HCl ir azoto  $\text{HNO}_3$  rūgštys vartojamos rečiau, nes pirmoji yra reduktorius, o antroji – stiprus oksidatorius ir gali sukelti šalutinių procesų. Šarminei terpei sukurti vartojamas kalio arba natrio šarmas.

Oksidacijos-redukcijos reakcijų lygtys mokykloje lyginamos *elektronų balanso būdu*<sup>\*</sup>.

### Oksidacijos-redukcijos reakcijos lygties lyginimo pavyzdys



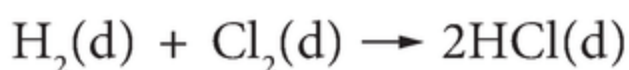
Nors vandenilio chlorido susidarymo lygtį lengva išlyginti tikrinant pasirinktus koeficientus<sup>\*\*</sup>, tačiau ją išlyginsime elektronų balanso būdu.

Dalinė oksidacijos lygtis  $\overset{0}{\text{H}_2} - 2\text{e}^- \rightarrow 2\overset{+1}{\text{H}}$  Reduktorius vandenilis

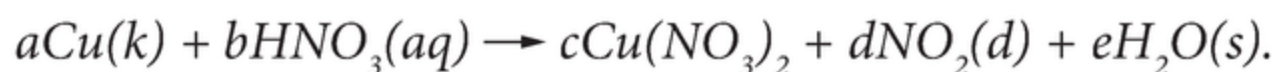
Dalinė redukcijos lygtis  $\overset{0}{\text{Cl}_2} + 2\text{e}^- \rightarrow 2\overset{-1}{\text{Cl}}$  Oksidatorius chloras

Suminė reakcija  $\overset{0}{\text{H}_2} + \overset{0}{\text{Cl}_2} - 2\text{e}^- + 2\text{e}^- \rightarrow 2\overset{+1}{\text{H}} + 2\overset{-1}{\text{Cl}}$

Išbraukę elektronus gauname išlygintą reakcijos lygtį.

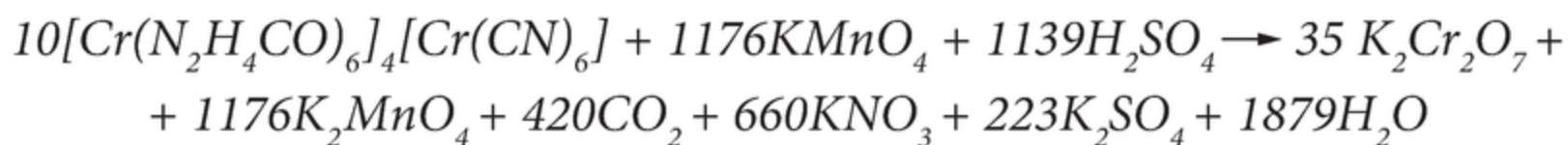


**\*Idomu.** Algebrinį oksidacijos-redukcijos reakcijų lyginimo būdą 1878 metais pasiūlė anglų chemikas Džeimsas Botomlėjus:

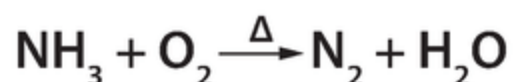


$$\text{Cu} - a = c; \text{H} - b = 2e; \text{N} - b = 2c + d; \text{O} - 3b = 6c + d + e.$$

**\*\*Idomu.** Sudėtingų oksidacijos-redukcijos reakcijų lygčių koeficientai skaičiuojami specialiu būdu. Tokiose lygtyse koeficientai yra dideli skaičiai.



Lyginant oksidacijos-redukcijos reakcijos lygtis elektronų balanso būdu, reikia atsižvelgti į cheminių formulų indeksus.



Oksidacija  $\overset{-3}{2\text{N}} - 2 \cdot 3\text{e}^- \rightarrow \overset{0}{\text{N}_2}$  | 6 | 2 Reduktorius  $\overset{-3}{\text{N}}$

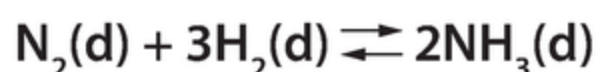
Redukcija  $\overset{0}{\text{O}_2} + 2 \cdot 2\text{e}^- \rightarrow \overset{-2}{2\text{O}}$  | 4 | 3 Oksidatorius deguonis

Oksidacijos-redukcijos reakcijos lygtis  $4\overset{-3}{\text{N}} - 12\text{e}^- + 3\overset{0}{\text{O}}_2 + 12\text{e}^- \rightarrow 2\overset{0}{\text{N}}_2 + 6\overset{-2}{\text{O}}$ .

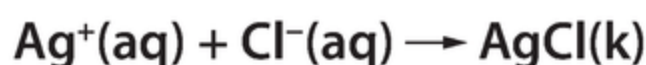
Koeficientus įrašom į reakcijos lygtį:  $4\text{NH}_3(\text{d}) + 3\text{O}_2(\text{d}) \xrightarrow{\Delta} 2\text{N}_2(\text{d}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{s})$ .

Daugiau oksidacijos-redukcijos reakcijų pavyzdžių yra skyriuose „Metalų cheminės savybės“ ir „Rūdų. Metalurgija“.

Cheminės reakcijos yra *grįžtamosios* ir *negrįžtamosios*. *Grįžtamosios* yra tokios *reakcijos, kai reaguojančiosios medžiagos iki galo nesureaguoja, nes reakcijos produktai reaguoja tarpusavyje ar skyla ir vėl susidaro pradinės medžiagos*. Kai tiesioginės ir atvirkštinės reakcijos greičiai susilygina – nusistovi *cheminė pusiausvyra* (išsamiau – 18 skyriuje „Cheminė pusiausvyra“). Pavyzdžiui, sintetinant amoniaką, dalis  $\text{NH}_3$  skyla.



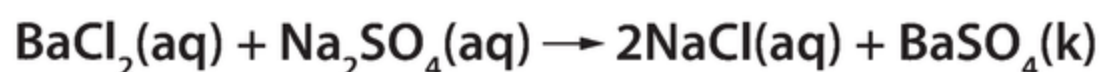
*Negrįžtamosios* yra tokios *reakcijos, kai reaguojančiosios medžiagos visiškai sureaguoja, t. y. reakcija vyksta tik viena kryptimi*.



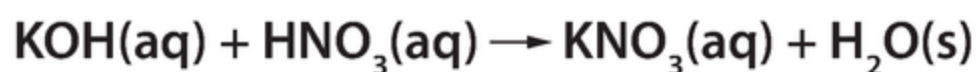
Vykstant šiai reakcijai susidaro netirpus sidabro chloridas, todėl sidabro ir chlorido jonų tirpale yra labai mažai ir atvirkštinė reakcija nevyksta.

### Negrįžtamųjų reakcijų požymiai

1. Netirpus bent vienas iš reakcijos produktų.



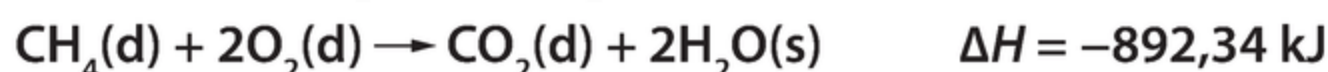
2. Susidaro dujos ar silpnasis elektrolitas.



3. Išsiskiria didelis šilumos kiekis (gaunamas labai patvarus junginys).



*Pagal šiluminį efektą reakcijos yra endotèrminės ir egzotèrminės\**. Reakcijos lygtis, kurioje nurodomas šiluminis reakcijos efektas, t. y.  $\Delta H$ , vadinama *termochèmine*.

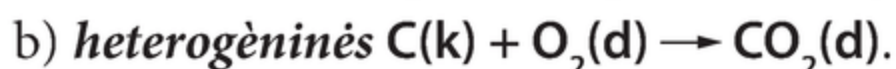
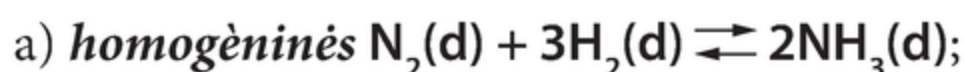




\*Prisiminkite 8 klasės chemijos kursą. Endoterminės reakcijos – reakcijos, kurioms vykstant sunaudojama šiluma ( $\Delta H > 0$ ), o vykstant egzoterminėms reakcijoms išskiriama šiluma ( $\Delta H < 0$ ).

Plačiau apie  $\Delta H$  rašoma 17 skyriuje „Termochemijos pagrindai“.

Pagal reaguojančiųjų medžiagų agregatinę būseną reakcijos yra

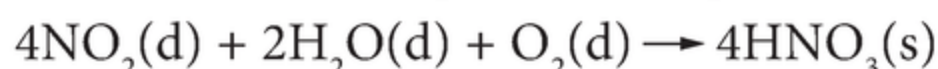
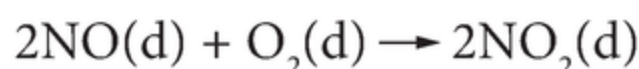


Sprendžiant uždavinius dažnai reikia apskaičiuoti *reakcijos išeigą*, t. y. praktinio ir teorinio reakcijos produkto masių, tūrių ar molių santykį procentais.

$$\eta = \frac{m_{\text{prak.}}}{m_{\text{teor.}}} \cdot 100 \% \quad \eta = \frac{V_{\text{prak.}}}{V_{\text{teor.}}} \cdot 100 \% \quad \eta = \frac{n_{\text{prak.}}}{n_{\text{teor.}}} \cdot 100 \%$$

### Uždavinio pavyzdys

3 litrams 63 % (tankis 1,42 g/ml) azoto rūgšties tirpalo pagaminti buvo sunaudota 1 m<sup>3</sup> amoniako dujų. Pagal pateiktas reakcijos lygtis apskaičiuokite azoto rūgšties gamybos išeigą.



### Sprendimas

Iš proceso kitimo matyti, kad sunaudojus 1 molį  $\text{NH}_3$  galima pagaminti 1 molį  $\text{HNO}_3$ .

Apskaičiuojame amoniako kiekį:

$$n = \frac{1000 \text{ l}}{22,4 \text{ l/mol}} = 44,64 \text{ mol.}$$

Vadinasi, turime tiek pat molių ir  $\text{HNO}_3$ .

Apskaičiuojame teorinę azoto rūgšties masę:

$$m(\text{HNO}_3) = 44,64 \text{ mol} \cdot 63 \text{ g/mol} = 2812,32 \text{ g.}$$

Apskaičiuojame praktiškai gautos azoto rūgšties masę:

$$m_{\text{prak.}}(\text{HNO}_3) = 3000 \text{ ml} \cdot 1,42 \text{ g/ml} \cdot 0,63 = 2683,8 \text{ g.}$$

Apskaičiuojame azoto rūgšties išeigą:

$$\eta = \frac{m_{\text{prak.}}}{m_{\text{teor.}}} \cdot 100 \% = \frac{2683,8 \text{ g}}{2812,32 \text{ g}} \cdot 100 \% = 95,43 \%$$

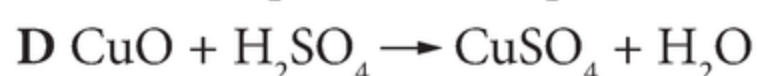
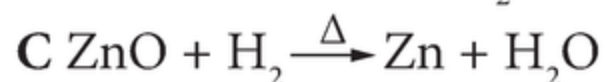
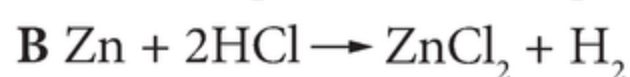
*Atsakymas:* azoto rūgšties išeiga 95,43 %.



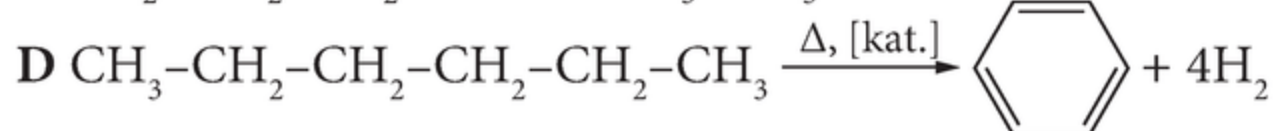
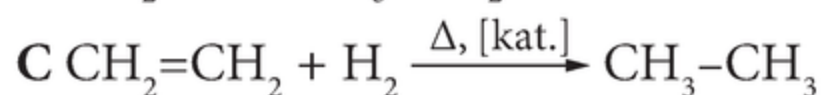
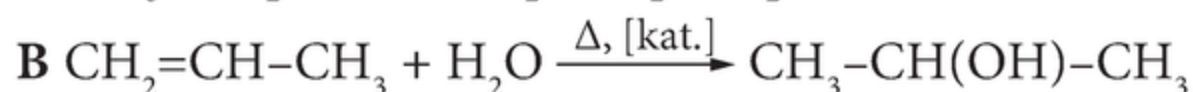
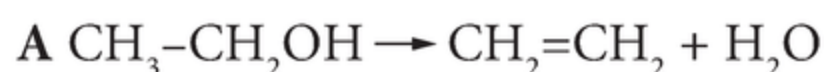
### Atsakykite į klausimus ir išsprendkite uždavinius

1. Natriui reaguojant su chloru vyksta oksidacijos-redukcijos reakcija. Kuri medžiaga šioje reakcijoje yra oksidatorius? Parašykite dalinę redukcijos reakcijos lygtį.

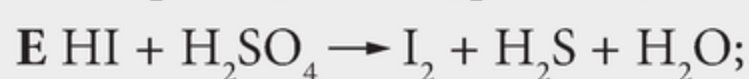
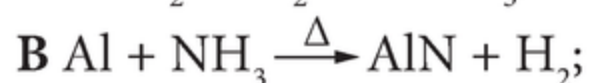
2. Kuri reakcija yra mainų?



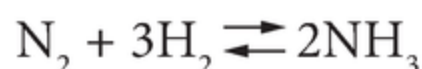
3. Kurių tipų yra šios reakcijos?



4. Elektronų balanso būdu išlyginkite reakcijų lygtis:



5. Apskaičiuokite amoniako gamybos išeigą, kai vykstant reakcijai



iš 2000 m<sup>3</sup> azoto gaunama 3750 m<sup>3</sup> amoniako.



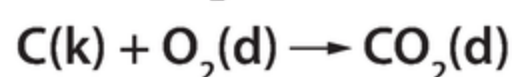
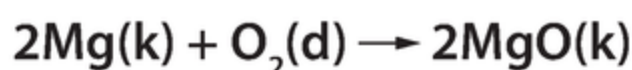
# PAGRINDINĖS NEORGANINIŲ JUNGINIŲ KLASĖS

## 7.1. Oksidai

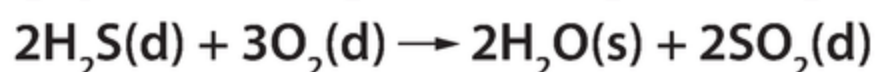
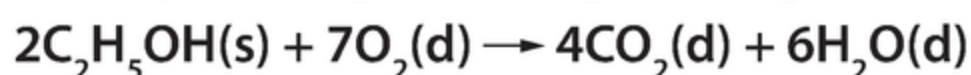
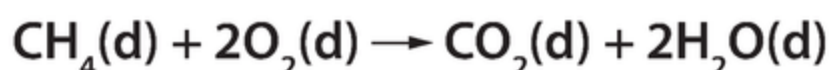
Oksidai – dviejų cheminių elementų, kurių vienas yra deguonis (oksidacijos laipsnis –2), junginiai. Bendroji oksidų formulė  $R_xO_y$ . Oksidus sudaro visi cheminiai elementai, išskyrus He, Ne ir Ar. Oksidai standartinėmis sąlygomis yra dujos (NO, NO<sub>2</sub>, SO<sub>3</sub>), skysčiai (H<sub>2</sub>O, Cl<sub>2</sub>O<sub>7</sub>) ir kietosios medžiagos (SiO<sub>2</sub>, MgO, P<sub>2</sub>O<sub>5</sub>).

### Oksidų gavimo būdai

1. Tiesiogiai metalams ir nemetalams reaguojant su deguonimi.



2. Deginant sudėtines medžiagas.



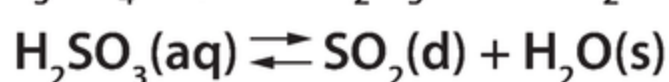
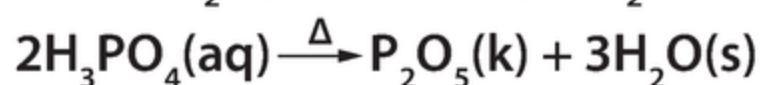
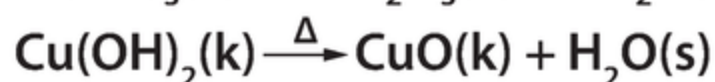
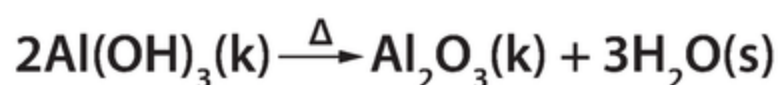
3. Termiškai skaidant druskas (karbonatus, nitratus, sulfatus).



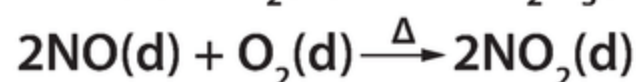
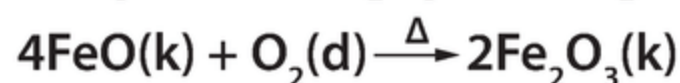
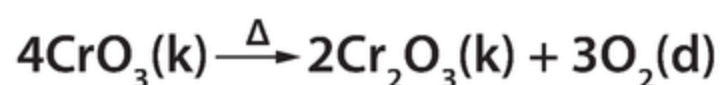
Nitratų terminio skaidymo pavyzdys – p. 153.



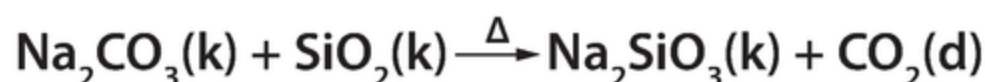
4. Dehidratuojant (atskeliant vandenį) rūgštis ir hidroksidus.



5. Termiškai skaidant didžiausio oksidacijos laipsnio ir oksiduojant mažiausio oksidacijos laipsnio oksidus.



6. Aukštoje temperatūroje nelakiu oksidu veikiant lakaus oksido druską.



7. Reaguojant stiprių oksidacinių savybių turinčioms rūgštims su metalais (žr. p. 107) ir kai kuriais nemetalais.



Pagal chemines savybes oksidai (25 pav.) yra

- 1) rūgštiniai,
- 2) baziniai,
- 3) amfoteriniai,
- 4) inertiniai, arba druskų nesudarantieji.

Linija, skirianti metalus nuo nemetalų

	IA	IIA		IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA
2	Li <sub>2</sub> O	BeO		B <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	CO <sub>2</sub>	N <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	O	OF <sub>2</sub>
3	Na <sub>2</sub> O	MgO		Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	SiO <sub>2</sub>	(P <sub>2</sub> O <sub>5</sub> ) <sub>2</sub>	SO <sub>3</sub>	Cl <sub>2</sub> O <sub>7</sub>
4	K <sub>2</sub> O	CaO		Ga <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	GeO <sub>2</sub>	As <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	SeO <sub>3</sub>	Br <sub>2</sub> O <sub>5</sub>
5	Rb <sub>2</sub> O	SrO		In <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	SnO <sub>2</sub>	Sb <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	TeO <sub>3</sub>	I <sub>2</sub> O <sub>5</sub>
6	Cs <sub>2</sub> O	BaO		Tl <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	PbO <sub>2</sub>	Bi <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	Po	At

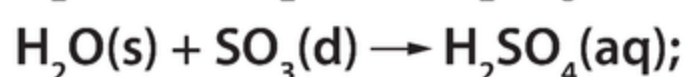
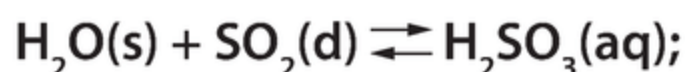
– baziniai oksidai    
  – amfoteriniai oksidai    
  – rūgštiniai oksidai

25 pav. Aukščiausiųjų oksidų cheminių savybių kitimas

**Rūgštinūs oksidai** sudaro nemetalų oksidai ir didžiausio oksidacijos laipsnio metalų oksidai. Kadangi dauguma rūgštinių oksidų reaguoja su vandeniu ir susidaro rūgštys, oksidai dar vadinami **rūgščių anhidridais**.

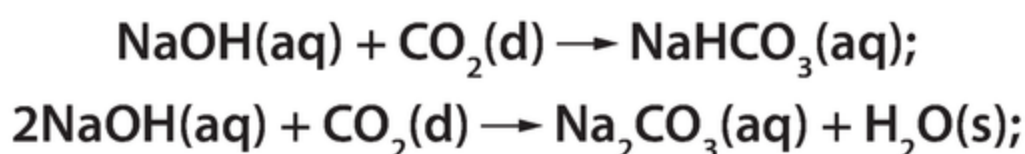
Rūgštiniai oksidai reaguoja

- 1) su vandeniu sudarydami rūgštis:

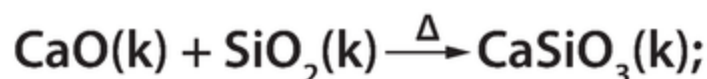




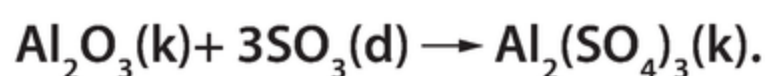
2) su hidroksidais:



3) su baziniais oksidais:



4) su amfoteriniais oksidais:



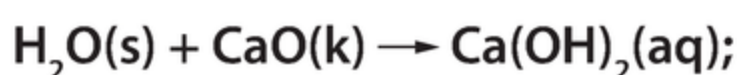
### Kai kurių rūgštinių oksidų pavadinimai

Formulė	Sisteminis (IUPAC) pavadinimas
$\text{Cl}_2\text{O}_7$	dichloro heptoksidas, arba chloro(VII) oksidas
$\text{N}_2\text{O}_5$	diazoto pentoksidas, arba azoto(V) oksidas
$\text{CO}_2$	anglies dioksidas, arba anglies(IV) oksidas

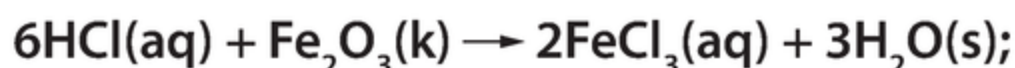
**Bāzinius oksidus** sudaro tik metalų oksidai, pavyzdžiui, IA–IIA grupės metalų oksidai (išskyrus BeO). Baziniai oksidai, reaguodami su vandeniu, sudaro hidroksidus.

Baziniai oksidai reaguoja

1) su vandeniu sudarydami hidroksidus:



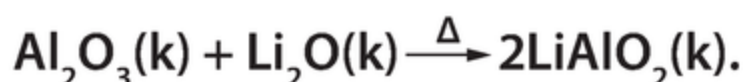
2) su rūgštimis:



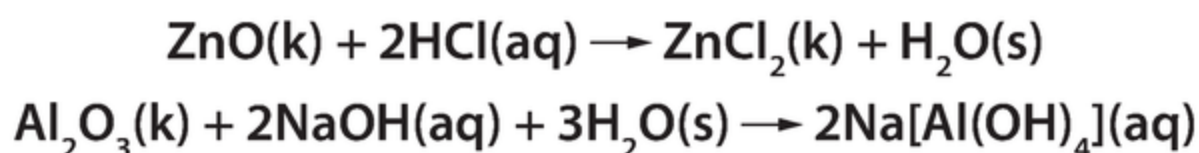
3) su rūgštiniais oksidais:



4) su amfoteriniais oksidais:



**Amfoteriniai oksidai** turi ir rūgštinių, ir bazinių savybių (ZnO,  $\text{Al}_2\text{O}_3$ , SnO ir PbO). Šie oksidai reaguoja ir su hidroksidais (sudaro kompleksines druskas), ir su rūgštimis.



## Kai kurių bazinių ir amfoterinių oksidų pavadinimai

Formulė	Sisteminis (IUPAC) pavadinimas
Pastovaus oksidacijos laipsnio oksidai	
$\text{Al}_2\text{O}_3$	aliuminio oksidas
$\text{MgO}$	magnio oksidas
$\text{CaO}$	kalcio oksidas
Kintamo oksidacijos laipsnio oksidai	
$\text{Fe}_2\text{O}_3$	geležies(III) oksidas
$\text{PbO}$	švino(II) oksidas

**Inertiniai oksidai** ( $\text{CO}^*$ ,  $\text{NO}$ ,  $\text{N}_2\text{O}$ ) nereaguoja nei su vandeniu, nei su rūgštimis, nei su hidroksidais, todėl jie dar vadinami druskų nesudaranciaisiais.

\*Prisiminkite 11 klasėje nagrinėtą temą „Karboksirūgštys“:  $\text{CO}$  reaguoja su  $\text{NaOH}$  ir sudaro druską, **tik kai yra aukšta temperatūra ir slėgis**.



To paties metalo skirtingo oksidacijos laipsnio oksidai turi skirtingas savybes.

**Didėjant oksidacijos laipsniui, stiprėja oksidų rūgštinės savybės.**

25 paveiksle matyti, kad tarp bazinių ir rūgštinių oksidų yra amfoteriniai oksidai (pažymėti rausva spalva).

Dauguma oksidų paplitę Žemės plutoje, jie sudaro mineralų klasę (apie 300 mineralų rūšių). Oksidų mineralų randama uolienose. Lietuvoje nuosėdinėse uolienose aptinkama įvairių oksidų.

**Kvarcas** ( $\text{SiO}_2$ ) yra pagrindinė smėlio ir smiltainių mineralų sudedamoji dalis. Beveik vien kvarco grūdėliai (apie 98 %) sudaro smėlį, kurio gausu prie Anykščių. Baltijos jūros ir Kuėšių marių paplūdimiuose pasitaiko tamsių smėlio tarpsluoksnių, kuriuose yra oksidų: ilmenito ( $\text{FeO} \cdot \text{TiO}_2$ ), magnetito ( $\text{Fe}_3\text{O}_4$ ) ir rutilo ( $\text{TiO}_2$ ).

**Limonitas ir hetitas** ( $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$  arba  $\text{FeO}(\text{OH}) \cdot \text{H}_2\text{O}$ ) – pagrindiniai Lietuvos pelkių rūdos mineralai. Jie būna tamsiai geltonos, rudos ar tamsiai raudonos spalvos. Jurbarko rajono Mociškių kaimo apylinkėse slūgso apie 15 cm storio rūdingas sluoksnis. Ši rūda buvo naudojama prieš Pirmąjį pasaulinį karą. Lietuvos pelkių rūdoje geležies yra nuo 18 iki 40 %. Lietuvoje iš pelkių rūdos jau 800–600 metais pr. Kr. buvo išgaunama geležis.

Baziniai oksidai	Amfoteriniai oksidai	Rūgštiniai oksidai
$\overset{+2}{\text{Cr}}\text{O}$	$\overset{+3}{\text{Cr}}_2\text{O}_3$	$\overset{+6}{\text{Cr}}\text{O}_3$
$\overset{+2}{\text{Mn}}\text{O}$	$\overset{+3}{\text{Mn}}_2\text{O}_3$	$\overset{+6}{\text{Mn}}\text{O}_3$ $\overset{+7}{\text{Mn}}_2\text{O}_7$



Paskutinės pelkių rūdą perdirbančios įmonės (Kāpčiamiestyje, Viešvilējē) užsidarė 20 amžiaus pradžioje.

Gaminant dažus dedama pigmentų – medžiagų, kuriose yra vandenyje netirpių metalų oksidų miltelių. **Balti** pigmentai – titano oksidas ( $\text{TiO}_2$ ) ir cinko baltas ( $\text{ZnO}$ ) – nenuodingos, šarmuose ir rūgštyse tirpios medžiagos. **Juodų** pigmentų sudėtyje yra  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ , **geltonų** –  $\text{FeOOH}$  arba  $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ , **raudonų** –  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ . Technikoje naudojami specialūs antikoroziniai pigmentai: gletas ( $\text{PbO}$ ), švino surikas ( $\text{Pb}_3\text{O}_4$ ).

## 7.2. Hidroksidai

Hidroksidai – junginiai, sudaryti iš metalo jonų ir vienos ar kelių  $-\text{OH}$  grupių ( $\text{MOH}$ ):  $\text{KOH}$ ,  $\text{Fe}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ . Hidroksidai dažnai vadinami **bazėmis**\*

\***Bazė** – junginys, galintis **atskelti** hidroksido jonus; **Brønstedo bazė** – protonų akceptorius; **Lūiso bazė** – elektronų donoras.

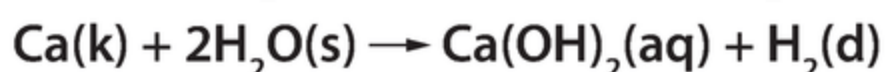
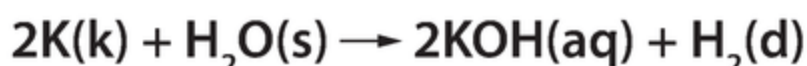
**?** Prisiminkite 11 klasės kursą: kuriems organiniams junginiams būdingos bazinės savybės?

Pagal tirpumą vandenyje hidroksidai skirstomi į **tirpius** ir **netirpius**. Vandenyje tirpūs hidroksidai vadinami **šarmais**\*\*<sup>\*</sup>:  $\text{LiOH}$ ,  $\text{KOH}$ ,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{CsOH}$ ,  $\text{RbOH}$ ,  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Sr}(\text{OH})_2$ .

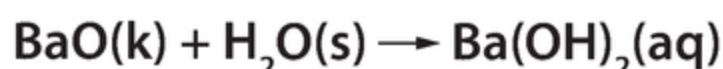
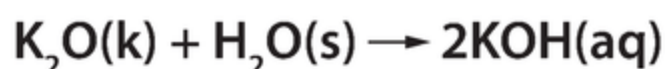
\*\* $\text{Ca}(\text{OH})_2$  – hidroksidas, kurio negalima vadinti šarmu, nes tirpumas ribotas: kai temperatūra  $20\text{ }^\circ\text{C}$ , 100 g vandens ištirpsta tik 0,16 g.

### Pagrindiniai hidroksidų gavimo būdai

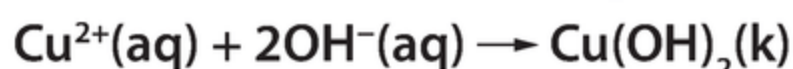
1. Reaguojant šarminiams ir šarminių žemių metalams su vandeniu.

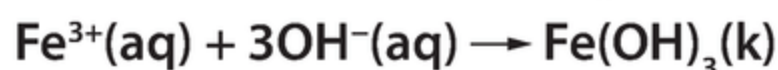


2. Reaguojant aktyviųjų metalų oksidams su vandeniu.



3. Druskoms reaguojant su šarmais gaunami vandenyje netirpūs hidroksidai.

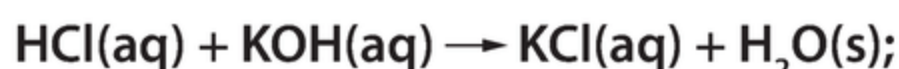




4. Vykstant šarminių metalų vandeninių druskų elektrolizei (žr. p. 120–125).

Hidroksidai reaguoja

1) su rūgštimis:



Prisiminkite karboksirūgščių reakcijų lygtis su hidroksidais.

2) su rūgštiniais oksidais:



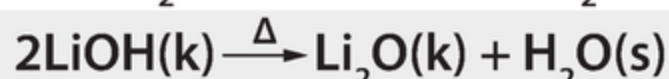
3) su druskomis:



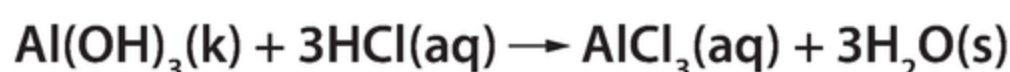
4) su amfoteriniais oksidais:



Kaitinant netirpius hidroksidus, jie skyla, o šarminių metalų hidroksidai (išskyrus LiOH) neskyla.



Kai kurie hidroksidai ( $\text{Al}(\text{OH})_3$ ,  $\text{Zn}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Sn}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Cr}(\text{OH})_3$ ) reaguoja ir su hidroksidais, ir su rūgštimis. Tokie hidroksidai vadinami *amfoteriniais*.



Šarmuose kinta indikatorių (žr. p. 202) spalvos: lakmusas tampa mėlynas, fenolftaleinas – avietinis, o metiloranžinis – geltonas.

## 7.3. Rūgštys

Rūgštys – junginiai, kuriems skylant (jonizuojantis) vandenyje susidaro teigiamieji vandenilio jonai (protonai)  $\text{H}^+$ . Pagal sudėtį rūgštys yra

1) deguoninės ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$  ir kt.),

2) bedeguonės ( $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{HCl}^*$ ,  $\text{HI}$ ,  $\text{HBr}$  ir kt.).



Pagal vandenilio atomų skaičių rūgštys skirstomos į

- 1) vienprotonės ( $\text{HCl}$ ,  $\text{HNO}_3$  ir kt.),
- 2) daugiaprotonės ( $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ).

Prisiminkite, ką reiškia formulės:  $\text{HCl(d)}$  ir  $\text{HCl(aq)}$ . Pirmoji formulė – dujos, sudarytos iš molekulių, antroji – elektrolitas, t. y. druskos rūgštis, kuri vandeniniame tirpale jonizuojasi į  $\text{H}^+(\text{aq})$  ir  $\text{Cl}^-(\text{aq})$  jonus.

### Kai kurių rūgščių pavadinimai

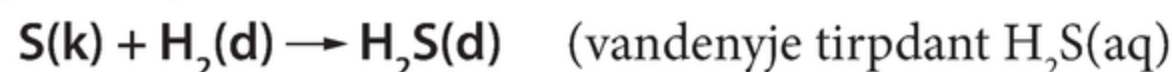
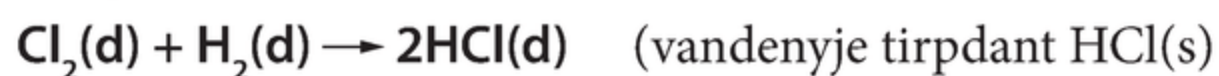
Formulė	Nesisteminis pavadinimas	Sisteminis (IUPAC) pavadinimas
$\text{HCl}$	druskos rūgštis	vandenilio chloridas (1–)
$\text{H}_3\text{BO}_3$	boro rūgštis, borato rūgštis	trivandenilio trioksoboratas (3–)
$\text{H}_2\text{CO}_3$	anglies rūgštis, karbonato rūgštis	divandenilio trioksokarbonatas (2–)
$\text{HNO}_3$	azoto rūgštis, nitrato rūgštis	vandenilio trioksonitratas (1–)
$\text{HNO}_2$	nitrito rūgštis	vandenilio dioksonitratas (1–)
$\text{H}_3\text{PO}_4$	fosforo rūgštis, ortofosfato rūgštis	trivandenilio tetraoksofosfatas (3–)
$\text{H}_2\text{SO}_4$	sieros rūgštis, sulfato rūgštis	divandenilio tetraoksosulfatas (2–)
$\text{H}_2\text{SO}_3$	sulfito rūgštis	divandenilio trioksosulfatas (2–)
$\text{HClO}_4$	perchlorato rūgštis	vandenilio tetraoksochloratas (1–)
$\text{HClO}_3$	chlorato rūgštis	vandenilio trioksochloratas (1–)
$\text{HClO}_2$	chlorito rūgštis	vandenilio dioksochloratas (1–)
$\text{HClO}$	hipochlorito rūgštis	vandenilio monooksochloratas (1–)

Kasdienėje kalboje vartojami tradiciniai rūgščių pavadinimai (sieros, azoto, fosforo rūgštis). Sisteminių deguoninių rūgščių pavadinimą sudaro **katijono (vandenilio atomų)** pavadinimas kilmininko linksniu ir **rūgšties liekanos, arba anijono**, pavadinimas. Įvardijant anijoną pirmiausia nurodomas deguonies atomų (-okso-) skaičius (*diokso-*, *triokso-* ...), paskui – rūgšties liekaną sudarantis elementas su priesaga -*atas*. Po pavadinimo skliaustuose rašomas anijono krūvis. Jei elementas gali turėti keturis oksidacijos laipsnius, tai elemento, kurio oksidacijos laipsnis didžiausias, druskos pavadinimas prasideda priešdėliu *per-* ir baigiasi priesaga -*atas*, o mažiausio oksidacijos laipsnio druskos pavadinimas prasideda sudurtinio žodžio dėmeniu *hipo-* ir baigiasi priesaga -*itas*. Kitų dviejų deguoninių rūgščių, kuriose tokie elementai yra vidutinio oksidacijos laipsnio, pavadinimai sudaromi be jokių priešdėlių, o skirtingus jų elementų oksidacijos laipsnius rodo tik priesagos -*atas* ir -*itas*.

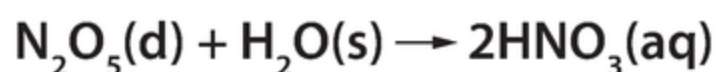
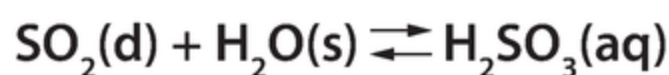


**Pagrindiniai rūgščių gavimo būdai**

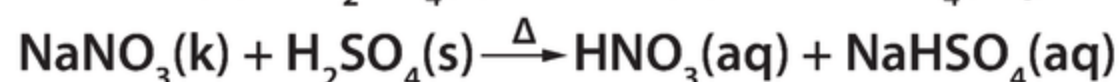
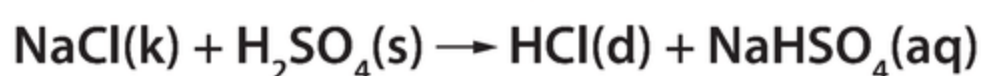
1. Vykstant tiesioginei elementų sintezei.



2. Vandenyje tirpdant rūgštinius oksidus (anhidridus).



3. Druskoms reaguojant su stipriosiomis rūgštimis.



4. Nemetalus oksiduojant stipriosiomis rūgštimis.



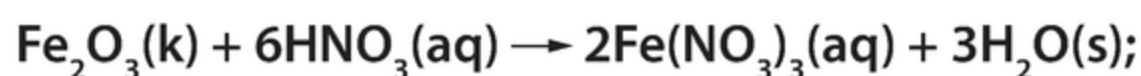
Pagal agregatinę būseną rūgštys yra skysčiai ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HClO}_4$ ) ir kietosios medžiagos ( $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ ). Kai kurios rūgštys gali būti tik tirpaluose, pavyzdžiui,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_3$ .

Rūgštys reaguoja

- 1) su hidroksidais (vyksta neutralizacijos reakcijos):

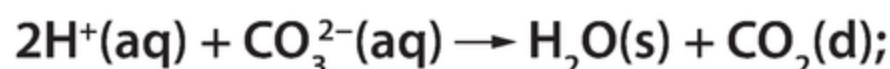
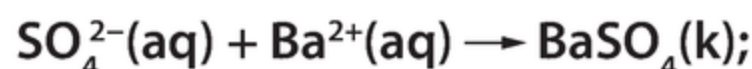
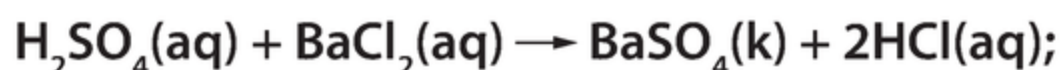
Stiprioji rūgštis ir stiprusis hidroksidas	
Visiška neutralizacija	$\text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq}) + 2\text{KOH}(\text{aq}) \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4(\text{aq}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{s})$ $\text{H}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{s})$
Nevisiška neutralizacija	$\text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq}) + \text{KOH}(\text{aq}) \rightarrow \text{KHSO}_4(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{s})$ $2\text{H}^+(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{HSO}_4^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{s})$
Silpnoji rūgštis ir stiprusis hidroksidas	
Visiška neutralizacija	$\text{CH}_3\text{COOH}(\text{aq}) + \text{KOH}(\text{aq}) \rightarrow \text{KCH}_3\text{COO}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{s})$ $\text{CH}_3\text{COOH}(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{CH}_3\text{COO}^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{s})$

- 2) su baziniais oksidais:

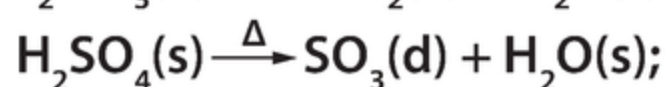




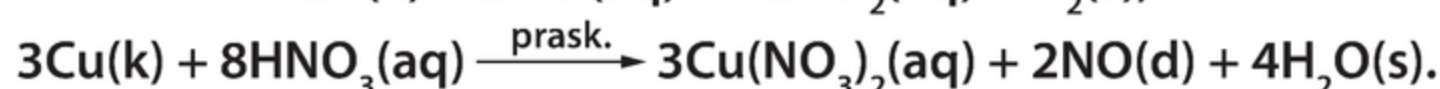
3) su druskomis, jei susidaro mažai tirpus, lakus ar mažai disocijuojantis junginys:



4) kaitinant deguonies turinčias rūgštis, jos skyla:

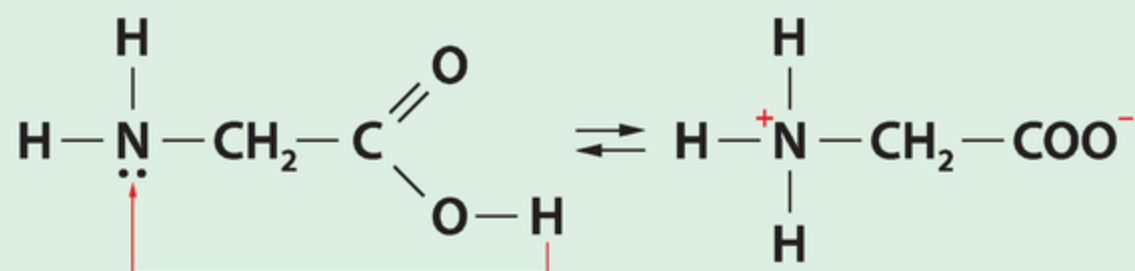


5) su metalais:



Rūgščių tirpaluose kinta indikatorių (žr. p. 202) spalvos: metiloranžinis tampa rožinis, lakmusas – raudonas, o fenolftaleinas – bespalvis.

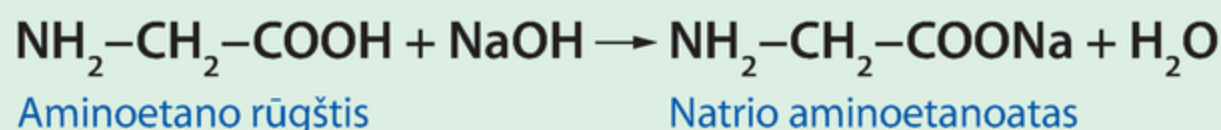
Prisiminkite 11 klasės kursą. Aminorūgštys turi aminogrupę, lemiančią bazines savybes, ir karboksigrupę, lemiančią rūgštines savybes. Taigi **aminorūgštys – amfotèriniai junginiai**. Dažnai aminorūgščių molekulėse yra vienodai aminogrupių ir karboksigrupių, jos neutralizuoja viena kitą ir susidaro **vidinės druskos**.



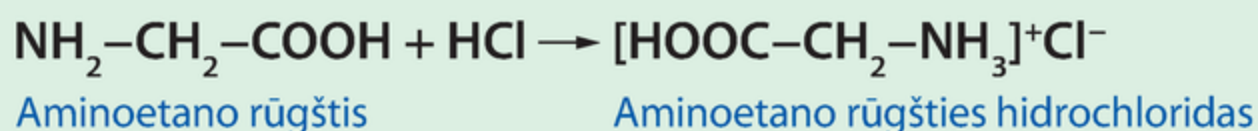
Ši druska turi du priešingus krūvius, todėl vadinama dipoliniu jonu. Druskos tirpalas yra neutralus. Šia savybe aminorūgštys skiriasi nuo neorganinių amfoterinių junginių.

Kaip ir neorganinės amfoterinės medžiagos, aminorūgštys reaguoja ir su hidroksidais, ir su rūgštimis.

Su hidroksidais



Su rūgštimis



## 7.4. Druskos

Druskos – elektrolitai (plačiau žr. p. 196), kurie disocijuodami sudaro metalo  $M^{n+}$  arba  $NH_4^+$  katijoną ir rūgšties liekanos anijoną  $A^{m-}$ . Druskos yra visiškos ar nevisiškos neutralizacijos reakcijos produktas. Pagal sudėtį ir savybes druskos skirstomos į

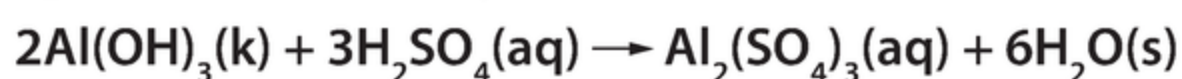
- 1) neutraliąsias, arba normaliąsias ( $KNO_3$ ,  $CuSO_4$ );
- 2) rūgščiąsias ( $NaHSO_4$ ,  $Zn(H_2PO_4)_2$ );
- 3) bazines ( $MgOHCl$ ,  $(CuOH)_2SO_4$ );
- 4) dvigubąsias ( $KAl(SO_4)_2$ );
- 5) kompleksines ( $[Cu(NH_3)_4]SO_4$ ;  $Na[Al(OH)_4]$ );
- 6) mišriąsias ( $Ca(OCl)Cl$ ).

Rūgščiųjų druskų pavadinimuose nurodomas vandenilio atomų skaičius. Bazinių druskų pavadinimai sudaromi su priešdėliu *hidrokso-*. Šios druskos turi ir druskoms, ir bazėms būdingų savybių, todėl jų sisteminiai pavadinimai sudaromi pagal hidroksidų ir neutraliųjų druskų pavadinimų taisyklės, o tarp anijonų pavadinimų rašomas trumpas brūkšnelis.

### Kai kurių druskų pavadinimai

Formulė	Nesisteminis pavadinimas	Sisteminis (IUPAC) pavadinimas
$(NH_4)_2CO_3$	amonio karbonatas	diamonio trioksokarbonatas
$Na_2SO_4$	natrio sulfatas	dinatrio tetraoksosulfatas
$KHSO_4$	kalio hidrosulfatas, kalio-vandenilio sulfatas	kalio-vandenilio tetraoksosulfatas
$(AlOH)SO_4$	aluminio hidrokso-sulfa- tas, aluminio hidroksi- das-sulfatas	aluminio hidroksidas-tetraokso- sulfatas
$(CuOH)_2CO_3$	vario hidrokso-karbonatas, vario hidroksidas-karbo- natas	vario hidroksidas-trioksokarbo- natas

**Neutraliosios, arba normaliosios**, druskos yra visiškos neutralizacijos reakcijos produktas, sudarytas iš metalo katijonų  $M^{n+}$  ir rūgšties liekanos anijonų  $A^{m-}$ , t. y. metalo katijonai rūgštyse pakeičia vandenilio jonus.



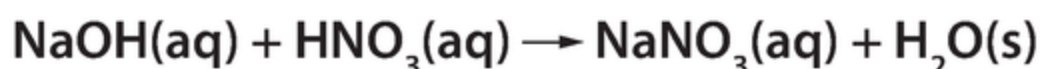


**Neutraliųjų druskų gavimo būdai**

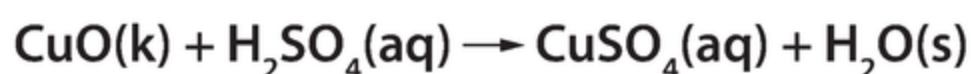
1. Metalams reaguojant su rūgštimis.



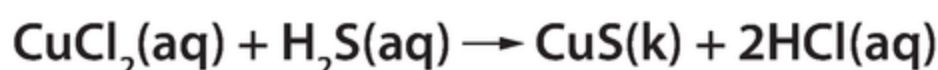
2. Hidroksidams reaguojant su rūgštimis.



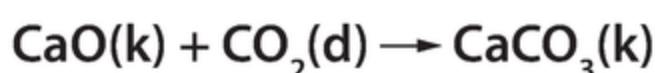
3. Baziniams ir amfoteriniams oksidams reaguojant su rūgštimis.



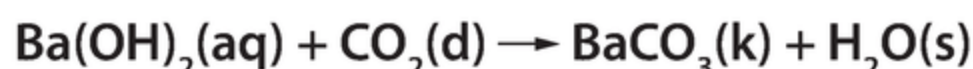
4. Druskoms reaguojant su rūgštimis.



5. Baziniams oksidams reaguojant su rūgštiniais oksidais.



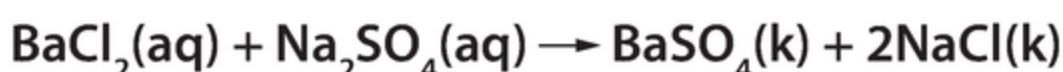
6. Hidroksidams reaguojant su rūgštiniais oksidais.



7. Šarmams reaguojant su druskomis.



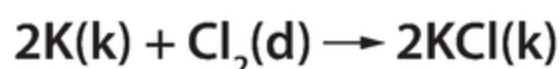
8. Reaguojant dviem vandenyje tirpioms druskoms.



9. Aktyviesiems metalams išstumiant mažiau aktyvius metalus iš jų druskų tirpalų.

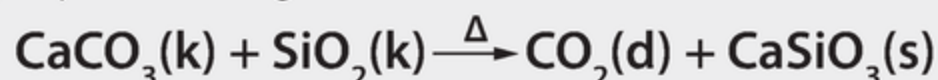


10. Metalams reaguojant su nemetalais.



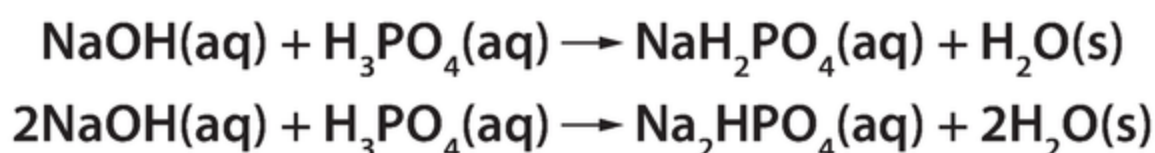
11. Termiškai skaidant chloratus (žr. p. 148) ir nitratus (žr. p. 153).

12. Druskoms reaguojant su rūgštiniais oksidais.



Tik iš daugiaprotonių rūgščių gaunamos **rūgščiosios druskos**. Jos yra nevisiškos rūgšties neutralizacijos reakcijos produktas. Rūgščiųjų druskų gali susidaryti tiek, kiek

rūgšties molekulėje yra vandenilio atomų, tik vienu mažiau. Pavyzdžiui, fosforo rūgšties molekulėje yra trys vandenilio atomai, todėl galima gauti dvi rūgščių druskas.



**Bazinės** druskos gaunamos tik iš kelių hidroksido jonų  $\text{OH}^-$  turinčių hidroksidų. Šios druskos yra nevisiškos bazės neutralizacijos reakcijos produktas. Bazinių druskų gali susidaryti tiek, kiek hidrokside yra hidroksigrupių, tik viena mažiau. Pavyzdžiui, vario hidrokside yra dvi hidroksigrupės, todėl galima gauti vieną bazinę druską.



Druskos yra kietosios kristalinės medžiagos. Pagal tirpumą vandenyje (žr. cheminių junginių tirpumo lentelę) jos skirstomos į tirpias ( $\text{NaCl}$ ,  $\text{KNO}_3$ ), mažai tirpias ( $\text{PbCl}_2$ ,  $\text{CaSO}_4$ ) ir netirpias ( $\text{BaSO}_4$ ,  $\text{PbSO}_4$ ,  $\text{PbS}$ ,  $\text{CaCO}_3$ ). Rūgštiesios druskos geriau tirpsta negu neutraliosios, o bazinės druskos mažiau tirpsta negu neutraliosios. **Visos druskos yra stiprieji elektrolitai.** Druskų disociacijos lygtys pateikiamos 19 skyriuje.

Druskos naudojamos pramonėje metalams gauti (žr. p. 100), medicinoje (praskiestas  $\text{NaCl}$  tirpalas – fiziologinis tirpalas,  $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$  – vidurių laisvinamieji vaistai,  $\text{CaSO}_4 \cdot 0,5\text{H}_2\text{O}$  – medicininis gipsas,  $\text{NaHCO}_3$  skrandžio rūgštingumui mažinti) ir buityje ( $\text{NaCl}$  maistui pagardinti,  $\text{NaHCO}_3$  – pagrindinė kepimo miltelių sudedamoji dalis).

**Įdomu.** Neorganinių junginių vartojimas maisto produktuose

Numeris	Pavadinimas	Aprašymas	Nuodingumas
E 171	Titano dioksidas	Baltas mineralinės kilmės dažiklis	Iki galo neištirtas.
E 220	Sieros dioksidas	Konservantai, antioksidatoriai	Trikdo virškinimą ir B grupės vitaminų pasisavinimą.
E 221	Natrio sulfitas		Trikdo virškinimą ir B grupės vitaminų pasisavinimą.
E 222	Natrio vandenilio sulfitas		Trikdo virškinimą ir B grupės vitaminų pasisavinimą.
E 226	Kalcio sulfitas		Trikdo virškinimą ir B grupės vitaminų pasisavinimą.
E 227	Kalcio vandenilio sulfitas	Dirbtinis konservantas	Trikdo B grupės vitaminų pasisavinimą.



Numeris	Pavadinimas	Aprašymas	Nuodingumas
E 228	Kalio vandenilio sulfitas	Dirbtinis konservantas	Trikdo B grupės vitaminų pasisavinimą.
E 249	Kalio nitritas	Dirbtinis konservantas ir spalvos stipriklis	Stabdo deguonies apytaką kraujyje.
E 250	Natrio nitritas	Dirbtinis konservantas ir spalvos stipriklis	Hipertonikams nevartoti.
E 251	Natrio nitratas	Dirbtinis konservantas ir spalvos stipriklis	Hipertonikams nevartoti.
E 252	Kalio nitratas	Dirbtinis konservantas ir spalvos stipriklis	Hipertonikams nevartoti.
E 284	Boro rūgštis	Dirbtinis konservantas	Sukelia alergiją.
E 338	Ortofosfato rūgštis	Rūgštinamoji medžiaga, emulsiklis, stabilizatorius	Trikdo virškinimą, didelėmis dozėmis fosfatai gali stabdyti kalcio, magnio ir geležies pasisavinimą. Manoma, kad jie yra vaikų hiperaktyvumo priežastis.
E 339	Natrio fosfatas		
E 340	Kalio fosfatas		
E 341	Kalcio fosfatas		



[www.mkp.emokykla.lt/imo/lt](http://www.mkp.emokykla.lt/imo/lt) ir [www.mkp.emokykla.lt/saugi-chemija](http://www.mkp.emokykla.lt/saugi-chemija)

### Atsakykite į klausimus ir išspręskite uždavinius

1. Parašykite cheminių kitimų reakcijų lygtis:  
 geležies(III) hidroksidas  $\rightarrow$  geležies(III) oksidas  $\rightarrow$  geležies(III) chloridas  $\rightarrow$  geležies(III) hidroksidas.

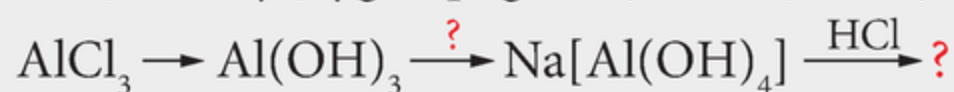
2. Parašykite chromo rūgšties  $\text{H}_2\text{CrO}_4$  ir boro rūgšties  $\text{H}_3\text{BO}_3$  dehidratacijos reakcijų lygtis.

3. Kelis oksidus sudaro geležis? Parašykite jų chemines formules ir apskaičiuokite Fe oksidacijos laipsnius.

4. Parašykite chloro(I) oksido reakcijos su vandeniu bendrąją reakcijos lygtį.

5. Parašykite ličio oksido su fosforo(V) oksidu reakcijos lygtį.

6. Parašykite cheminių reakcijų lygtis pagal šią kitimų eilutę:



7. 40 g natrio šarmo reaguoja su 98 g sieros rūgšties. Kuri druska susidarė ir kokia jos masė?

8. Žmogaus skrandžio sultyse yra druskos rūgšties. Skrandžio rūgštingumui mažinti gydytojai siūlo vartoti vaistą „Rennie“, kurio sudėtyje yra  $\text{CaCO}_3$  ir  $\text{MgCO}_3$ . Parašykite bendrąsias lygtis reakcijų, vykstančių žmogui išgėrus šių vaistų.

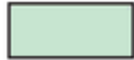

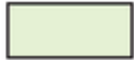






# RŪDOS. METALURGIJA

Daugiau kaip trys ketvirtadaliai visų cheminių elementų yra metalai. Gamtoje jų galima rasti ir laisvų, pavyzdžiui, aukso. Metalai yra palyginti nereaktyvūs ir mažai reaguoja su kitomis medžiagomis. Dauguma metalų aptinkami **rūdoje**.

IA	IIA											IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
Li	Be											Al					
Na	Mg	III B	IV B	V B	VI B	VII B	VIII B			IB	II B						
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga					
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn				
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi			

						
Chloridai	Silikatai	Karbonatai	Fosfatai	Oksidai	Laisvieji metalai	Sulfidai

Plačiai paplitęs metalas aluminis randamas tik įvairiuose junginiuose. Jis išgaunamas ir išgryninamas iš iškastos rūdos.

Rūda, kurios sudėtyje yra keli metalai, vadinama **polimetalinė**. Rūda, kurioje, be metalų, aptinkama ir svarbių nemetalų, pavyzdžiui, arseno, fosforo, fluoro, vadinama **kompleksine**.

**Oksidinė rūdà.** Metalų oksidacijos laipsniai oksidinėje rūdoje gali būti skirtingi:  $\text{MnO}_2$  – piroluizitas,  $\text{Mn}_2\text{O}_3$  – braunitas,  $\text{Fe}_3\text{O}_4$  – magnetitas,  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  – hematitas.

**Karbonatinė rūdà.** Kaitinama ji lengvai skyla į oksidus. Lietuvoje randama klinčių  $\text{CaCO}_3$ , mergelio  $\text{MgCO}_3$ , dolomito  $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$ .



**Sulfatinė ir fosfatinė rūdà.** Jos nenaudojamos metalų gamybai, nes iš metalų sunku pašalinti S ir P priemaišas.

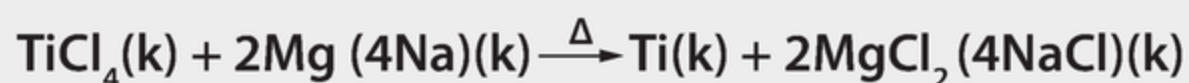
$\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  – gipsas. Iš šio mineralo gaunamas statybinis ir medicininis gipsas  $\text{CaSO}_4 \cdot 0,5\text{H}_2\text{O}$ .

$3\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaF}_2$  – apatitas, fosforitas.

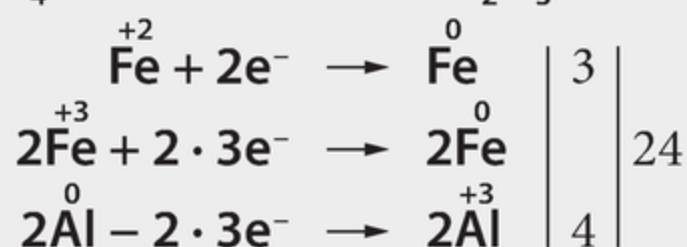
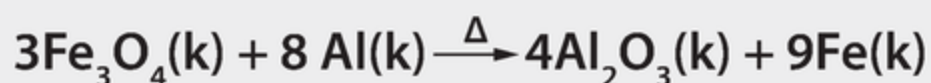




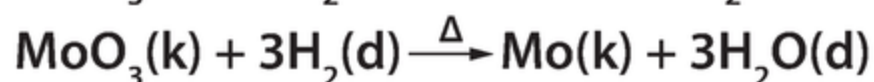
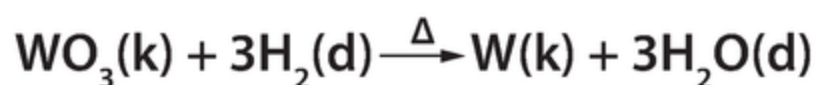
**Metilotèrmija** – metalų iš oksidų, chloridų ir sulfidų redukavimas kaitinant juos su aktyviaisiais metalais – natriu, aliuminiu, magniu, geležimi.



Labai dažnai kaip reduktorius naudojama aliuminio pudra, todėl šis metalų gavimo būdas vadinamas **aliuminotèrmija**.



Brangieji ir retieji metalai gaunami jų oksidus redukuojant vandeniliu.



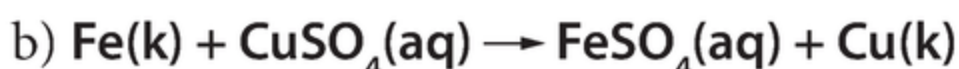
**Hidrometalūrgija** – metalų gavimas iš rūdos naudojant vandeninius cheminių medžiagų tirpalus. Pirmiausia rūda tirpdoma tirpiklyje (rūgščių, šarmų ar druskų tirpaluose). Paskui tirpalas išvalomas, koncentruojamas ir metalai išgaunami redukuojant juos aktyvesniais metalais arba tirpalą skaidant elektros srove (elektrolizė).

Pavyzdžiui, vario gavimas iš rūdos:



a) **CuSO<sub>4</sub> elektrolizė**

arba



Šiuo būdu gaunamas sidabras, cinkas, kadmis, varis.

**Elektrometalūrgija** – metalų gavimas iš rūdos naudojant elektros energiją. Tekant nuolatinei elektros srovei vandeniniu druskos tirpalu vyksta **hidroelektrometalūrgija**, o tekant nuolatinei elektros srovei druskos lydalu – **piroelektrometalūrgija**\*. Pavyzdžiai pateikiami 11 skyriuje „Elektrolizė“.

\*Piroelektrometalurgija taikoma ir siliciui gauti.



**Atsakykite į klausimus ir išspręskite uždavinius**

1. 6 g plieno vielos buvo sudeginta deguonyje. Susidarė 0,1 g anglies(IV) oksido. Apskaičiuokite C masės dalį pliene.

2. Labai grynas Si gaunamas  $\text{SiO}_2$  redukuojant koksu elektrinėje krosnyje:



Apskaičiuokite  $\text{SiO}_2$  masę, kurią gali redukuoti 80 kg 92 % koksas.

3. Baris gaunamas aluminotermija iš BaO. Apskaičiuokite Ba masę, gaunamą iš 20 kg bario oksido rūdos, kurioje yra 91,8 % BaO. Apskaičiuokite techninio Al (grynumas 98,55 %) masę, reikalingą bariui redukuoti iš nurodytos masės bario oksido rūdos.

4. Koks dujų tūris  $\text{m}^3$  (STP) išsiskirs apdeginant 500 kg pirito, turinčio 10 % priemaišų?



# METALŲ FIZIKINĖS SAVYBĖS

**1. Elektrinis ir šiluminis laidumas.** Metalai yra kristalinės struktūros, paskutiniame energijos lygmenyje turi 1–3 elektronus. Laisvųjų elektronų buvimas lemia gerą metalų elektrinį ir šiluminį laidumą. Geriausių elektros laidininkų seka:  $\text{Ag} > \text{Cu} > \text{Au} > \text{Al} > \text{Fe}$ . Kylant temperatūrai, sunkiau juda elektronai, didėja metalų varža, todėl elektrinis laidumas sumažėja. Tačiau žemoje temperatūroje metalų elektrinis laidumas smarkiai padidėja (mažėja elektronų svyravimai).

## Metalų superlaidumas ir jų temperatūra

Metalas	Temperatūra (K)	Temperatūra (°C)
Ti	0,4	–272,6
Mo	0,9	–272,1
Sn	3,7	–269,3
Hg	4,2	–268,8
V	5,3	–267,7
Pb	7,2	–265,8
Tc	8,2	–264,8
Nb	9,2	–263,8

Superlaidumas nereiškia, kad metalas visai neturi varžos. Bet dabartinių matavimo prietaisų jautrumas yra  $10^{-9} \Omega \cdot \text{cm}$ , o superlaidžios medžiagos santykinė varža  $10^{-23} \text{--} 10^{-25} \Omega \cdot \text{cm}$ .

Apie superlaidininkus ir jų panaudojimą skaitykite p. 73–74.

**2. Plastiškumas** – metalų savybė keisti formą dėl mechaninės jėgos poveikio, t. y. išsitempti į vielas ar plonus lakštus. Pavyzdžiui, kalamas Au išsitempia į 0,0001 mm storio foliją\*, Ag – į 0,00025 mm

foliją, 1 g Au galima ištempti į 2 km siūlą, 1 g Ag – į 1,8 km siūlą;  $1 \text{ mm}^2$  skersmens Au viela išlaiko 27 kg svorį. Elementų plastiškumas mažėja taip:  $\text{Au} > \text{Ag} > \text{Cu} > \text{Sn} > \text{Pb}$ .

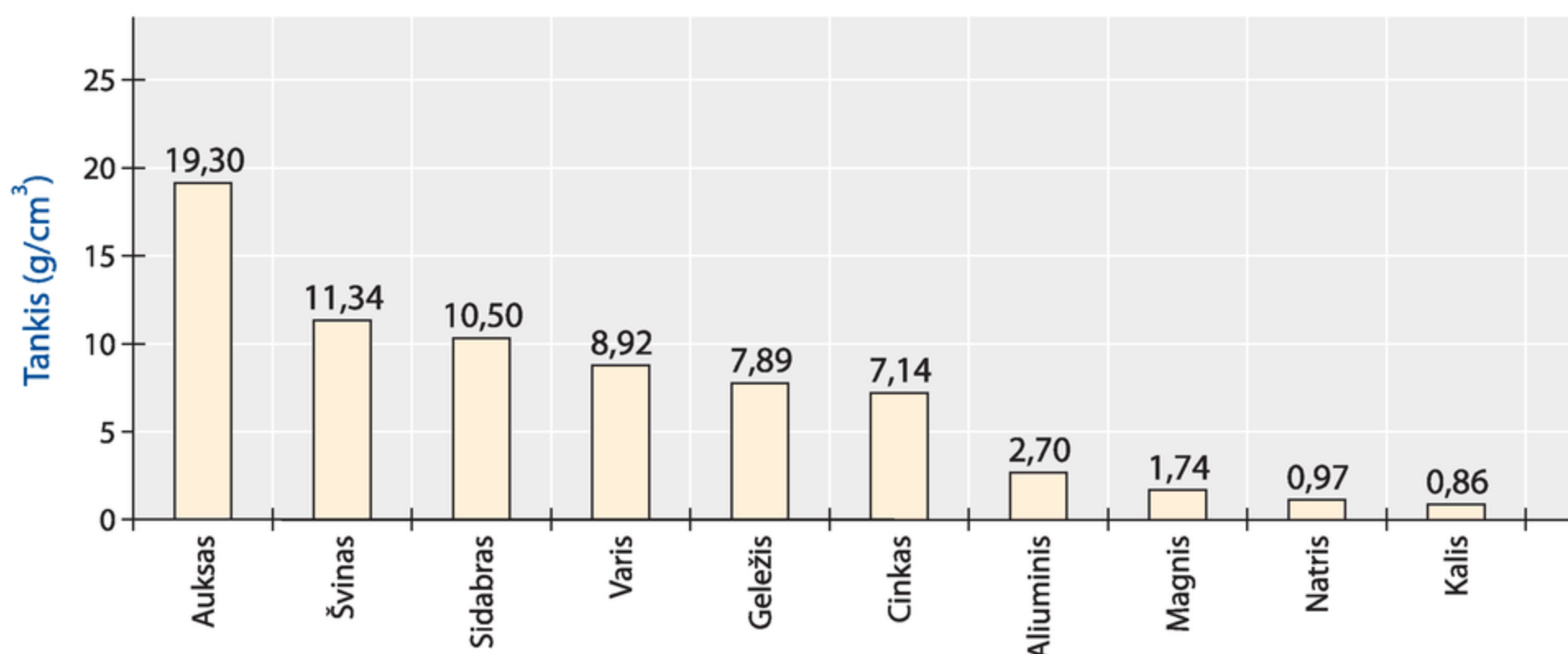
*\*Įdomu. Plinijus rašė: „Iš uncijos aukso (Trojos uncija – 31,1034 g) iškalama 750 keturių pirštų pločio auksinių folijos lakštų (storis – 0,001 mm).“ Tokio storio lakštai iš dalies skaidrūs ir praleidžia žalios spalvos spindulius.*

**3. Kietumas.** Kiečiausias yra chromas, o minkščiausi – šarminiai metalai (Li, Na, K lengva pjaustyti peiliu).

**4. Lydymosi temperatūra.** Metalai skirstomi į sunkialydžius (W – 3410 °C) ir lengvalydžius ( $\text{Hg}^{**}$  – –39 °C, **jo garai nuodingi**).



5. **Tankis.** Jei tankis  $> 5 \text{ g/cm}^3$ , metalas sunkusis, jei tankis  $< 5 \text{ g/cm}^3$  – lengvasis. Pats lengviausias yra Li ( $0,53 \text{ g/cm}^3$ ), o sunkiausias – Os ( $22,6 \text{ g/cm}^3$ ).



6. **Spalva.**\*\*\* Kompaktiškosios būsenos (plokštelių ar luitų pavidalo) periodinės elementų sistemos pagrindinių grupių (A) metalams būdinga baltai sidabriška spalva (išskyrus Cs, jis yra aukso spalvos; Be šviesiai pilkas; Sn ir Ge matiškai balti). Panašios spalvos yra ir šalutinių grupių (B) metalai (išskyrus Cu, jis rudai raudonas, Au geltonas, 26 pav.).

Smulkiai sumalus metalus, visų jų spalva yra juoda arba tamsiai pilka, išskyrus varį ir auksą – jų spalva nekinta. Tokių spalvos pokytį lemia metalų valentiniai elektronai, kurie visiškai sugeria regimąją šviesos spektro dalį.



26 pav. 2009 m. rugsėjo 3 d. Vilniuje eksponuota didžiausia pasaulyje aukso (grynumas 99,99 %) moneta.

\*\***Idomu.** Sakoma „kaip gyvas sidabras“ apie judrų, nenustygstantį vaiką, nes primena gyvsidabrio lašelius, kurie labai sunkiai surenkami.

\*\*\***Idomu.** Profesorius Čiunlėjus Guo intensyviu lazerio spinduliu sugebėjo pakeisti įvairių metalų spalvą – pavertė juos juodais kaip degutas. Žurnale „Applied Physics Letters“ („Taikomosios fizikos laiškai“) išspausdintame straipsnyje mokslininkas teigia, kad kiekvieną metalą galima nuspalvinti kokia tik nori spalva arba net išmarginti kaip Velykų kiaušinį. Čiunlėjus Guo ir jo asistentas labai trumpais, tačiau ypač stipriais lazerio impulsais veikė metalo paviršių. Taip suformuotos nano- ir mikrostruktūros atspindi tam tikras spalvas. Mokslininkams pavyko gauti aukso spalvos aliuminį, juodos spalvos platiną ar mėlyną sidabrą.



# METALŲ CHEMINĖS SAVYBĖS

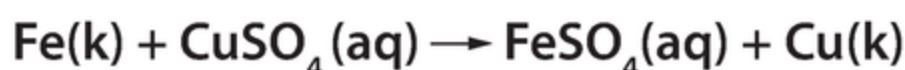
Pagal mažėjantį cheminį aktyvumą (silpnėjančias redukcines savybes) išdėstyti metalai sudaro aktyvumo eilę, kurioje yra vienas nemetalas – vandenilis. Metalų aktyvumo eilė dažnai vadinama metalų įtampų eile arba standartinių potencialų eile.

**Li, K, Ba, Sr, Ca, Na, Mg, Be, Al, Ti, Mn, Zn, Cr, Fe, Cd, Co, Ni, Sn, Pb, H<sub>2</sub>, Ge, Sb, Bi, Cu, Ag, Hg, Pt, Au**

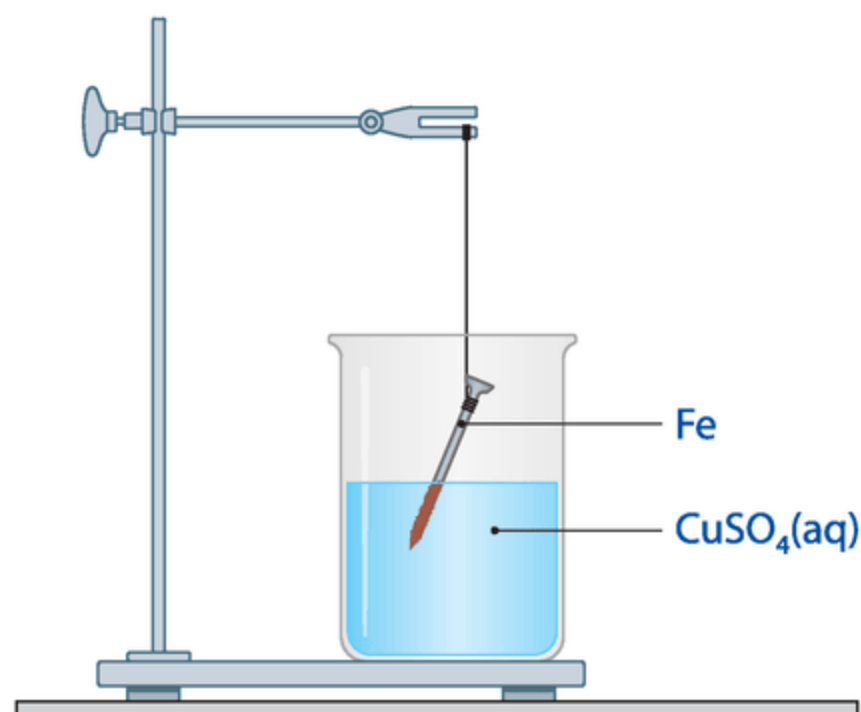
Aktyvumas mažėja

Išnagrinėkime metalų reakcijas su įvairių junginių tirpalais.

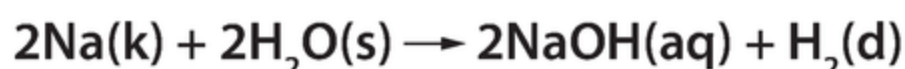
1. Metalas išstumia (pavadavimo, arba išstūmimo, reakciją žr. p. 80) iš druskų tirpalų visus metalus, esančius aktyvumo eilėje dešiniau nuo jo.



Varis nusėda ant geležinės vinies paviršiaus, bet reakcija nevyksta.

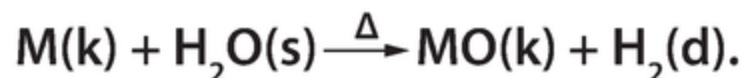


2. Aktyvieji metalai (nuo Li iki Al imtinai) reaguoja su vandeniu kambario temperatūroje ir išstumia vandenilį.



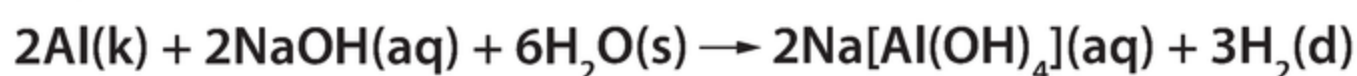
Al su vandeniu reaguoja tik pašalinus Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub> plėvelę.

Mažiau aktyvūs metalai (nuo Ti iki H) kaitinami reaguoja su vandeniu. Jų reakcija vyksta pagal schemą:



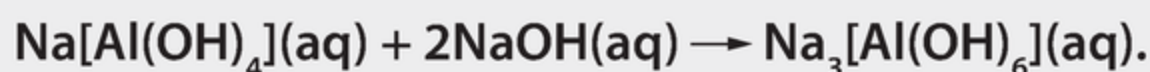
3. Su šarminiais tirpalais reaguoja metalai, esantys aktyvumo eilėje kairiau nuo vandenilio, ir tik tie, kurių oksidai bei hidroksidai reaguoja su šarmais. Tai Al, Sn, Pb, Zn, pasižymintys amfoterinėmis savybėmis.

Reakcijų pavyzdžiai



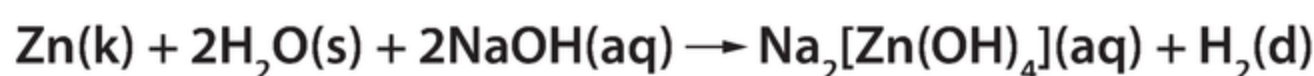
Natrio tetrahidrokso aluminatas(III)

Kai yra šarmo perteklius, susidaro:



Natrio heksahidroksio aluminatas(III)

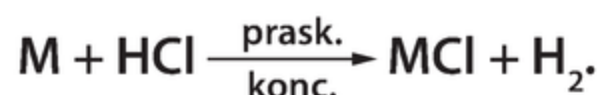
Panašiai reaguoja ir kiti amfoteriniai metalai.



4. Su rūgštimis metalai reaguoja labai įvairiai. Tai lemia metalų aktyvumas ir rūgšties oksidacinės savybės. Išsamiau nagrinėsime metalų reakcijas su svarbiausiomis mineralinėmis rūgštimis:  $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HNO}_3$ . Metalai netirpsta tokiose rūgštyse, kuriose susidaro netirpi druska. Pavyzdžiui,  $\text{H}_3\text{PO}_4$  rūgštyje netirpsta jokie metalai, išskyrus šarminius, nes visi neutralūs fosfatai yra netirpūs (žr. cheminių junginių tirpumo lentelę).

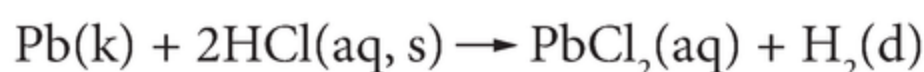
## Metalų su $\text{HCl}$ reakcijų schemos

Metalai su druskos rūgštimi reaguoja pagal schemą:



*Nereaguoja metalai, esantys aktyvumo eilėje už vandenilio.*

**Išimtis.** Pb beveik nereaguoja su praskiesta ir koncentruota  $\text{HCl}$ , nes jo paviršiuje greitai susidaro mažai tirpaus  $\text{PbCl}_2$  apsauginė plėvelė.



## Metalų su $\text{H}_2\text{SO}_4$ reakcijų schemos

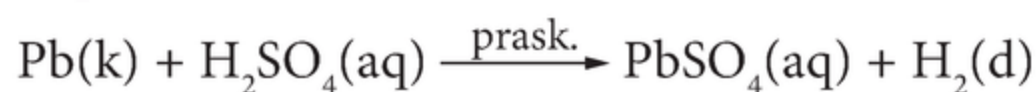
### Praskiesta sieros rūgštis

Metalai reaguoja pagal schemą:



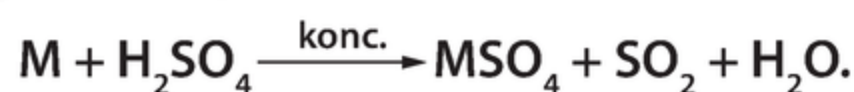
*Nereaguoja metalai, esantys aktyvumo eilėje už vandenilio.*

**Išimtis.** Pb beveik nereaguoja su praskiesta  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , nes jo paviršiuje susidaro netirpaus  $\text{PbSO}_4$  apsauginė plėvelė.



### Koncentruota sieros rūgštis

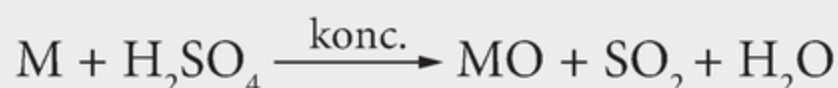
Metalai reaguoja pagal schemą:





**Išimtys**

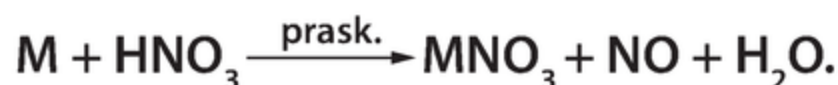
2) Al, Fe, Co, Ni koncentruotoje  $\text{H}_2\text{SO}_4$  pasyvuojasi, t. y. metalų paviršiuje susidaro ištisinė netirpių oksidų (pasyvinančioji) plėvelė, kuri trukdo metalams tirpti rūgštyje.



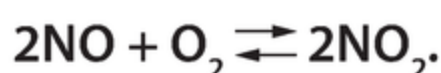
3) *Pt ir Au nereaguoja.*

**Metalų su  $\text{HNO}_3$  reakcijų schemas****Praskiesta azoto rūgštis**

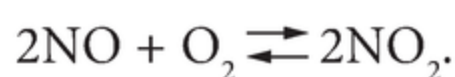
Metalai reaguoja pagal schemą:



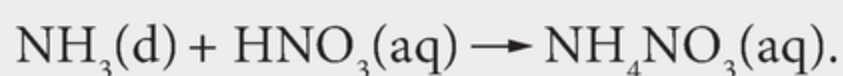
Ore NO greitai oksiduojasi:

**Pavyzdys**

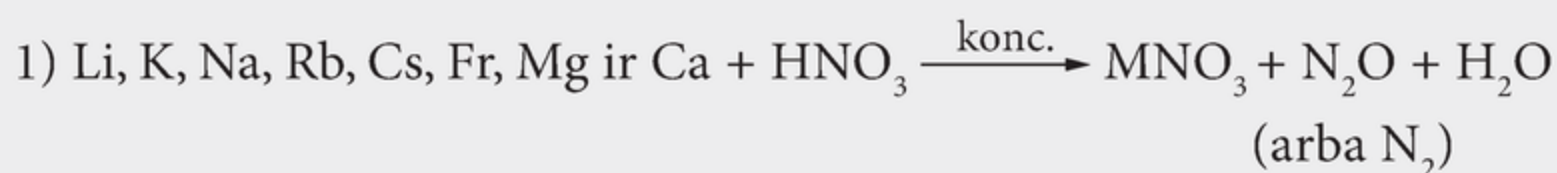
Ore NO greitai oksiduojasi:

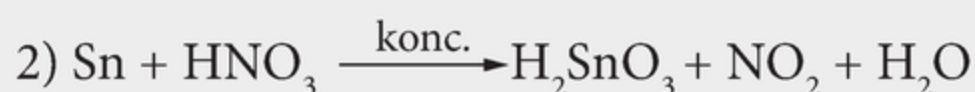
**Išimtis**

$\text{NH}_3$  reaguoja su azoto rūgštimi ir susidaro amonio nitratas:

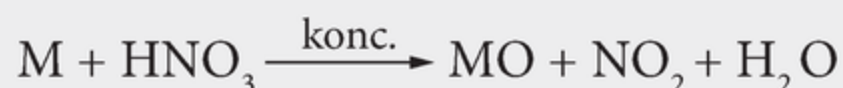
**Koncentruota azoto rūgštis**

Metalai reaguoja pagal schemą:

**Išimtys**



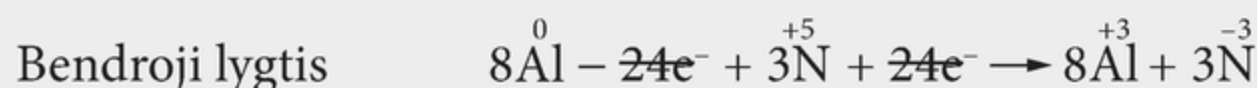
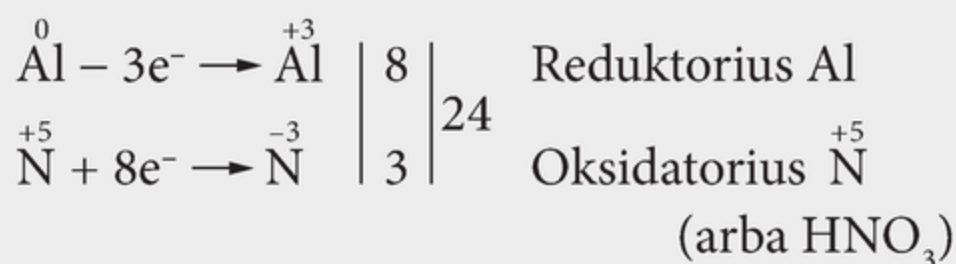
3) Fe, Co, Ni, Cr, Al, Ir koncentruotoje  $\text{HNO}_3$  pasyvuojasi, t. y. metalų paviršiuje susidaro ištisinė netirpių oksidų (pasyvinančioji) plėvelė, kuri trukdo metalams tirpti rūgštyje.



#### 4) *Pt ir Au nereaguoja.*

Kai kurie metalai yra įvairaus valentingumo, pavyzdžiui, Fe(II) ir Fe(III), Sn(II) ir Sn(IV). Kuo stipresnės rūgščių oksidacinės savybės, tuo didesnę valentingumą turi metalas: praskiestose HCl ir  $\text{H}_2\text{SO}_4$  susidaro Fe(II) ir Sn(II) druskos, o koncentruotoje (deguoninėse) rūgštyse – Fe(III) ir Sn(IV) druskos.

#### Pavyzdys



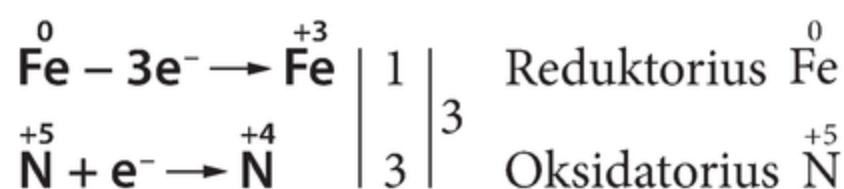
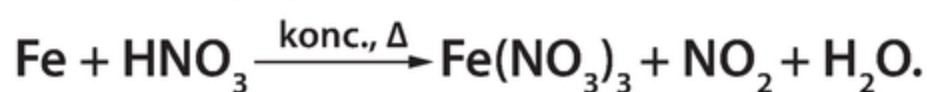
Perrašome reakcijos lygtį:



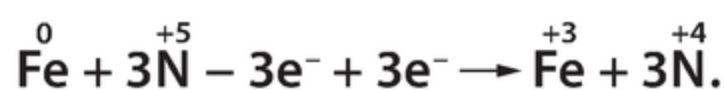
Skaičiuodami kiekvieno elemento atomų skaičių, patiksliname ir reakcijos lygtyje įrašome reikiamus koeficientus:



Visos nagrinėtos metalų reakcijos su rūgštimis vyksta **kambario temperatūroje** (18–25 °C). Pakaitinus medžiagas, reakcijų eiga kinta. Pavyzdžiui, koncentruotoje azoto rūgštyje Fe pasyvuojasi (pasidengia  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  plėvele), tačiau **pakaitinus** reakcija vyksta taip:



Sumuojame:





Perrašome reakcijos lygtį:



Patiksliname ir reakcijos lygtyje įrašome reikiamus koeficientus:



*\*Idomu. Ar žinote, kad Kleopatra miegodavo su auksine veido kauke? Dabar grožio salonuose veido odai stangrinti ir raukšlėms lyginti naudojama auksinė folija.*

*Sidabras turi baktericidinių savybių (naikina bakterijas ir kitus mikroorganizmus). Tuo įsitikino Aleksandro Makedoniečio kariai žygyje į Indiją. Pritrūkę švaraus vandens jie gėrė pelkių vandenį. Paprasti kariai troškulį malšino iš alavinių puodelių, todėl susirgo ir dauguma mirė. O karo vadai gėrė iš sidabrinių puodelių ir išliko gyvi.*

*Baktericidinės sidabro savybės pritaikomos gaminant šaldytuvus, kad maistas juose ilgiau išsilaikytų šviežias, sidabro dedama į naujausius skalbimo miltelius, vandens filtrus, gaminant dantų šepetėlius ir t. t.*

*Yra duomenų, kad Kaūno klinikose palatų durų rankenos buvo varinės: varis sukuria labai nepalankią terpę įvairių ligų sukėlėjams daugintis.*



[www.mkp.emokykla.lt/imo/lt](http://www.mkp.emokykla.lt/imo/lt) ir [www.mkp.emokykla.lt/saugi-chemija](http://www.mkp.emokykla.lt/saugi-chemija)

### Atsakykite į klausimus ir išspręskite uždavinius

1. Apskaičiuokite dujų, išsiskiriančių tirpdant 112 g geležies druskos rūgštyje, tūrį (STP). Vandenilio išeiga 98 %.

2. 21,1 g Al ir Zn mišinio ištirpdžius natrio šarmo tirpale išsiskyrė 14,56 l (STP) dujų. Apskaičiuokite mišinio sudėtį procentais.

3. Apskaičiuokite medžiagos, gautos ištirpdžius 92 g Na 1 kg vandens, masės dalį (%) gautame tirpale. Koks dujų tūris (STP) išsiskirs?

4. 122,5 g (Al + CuO + Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>) mišinio ištirpdžius NaOH tirpale, kurio yra perteklius, išsiskyrė 33,6 l dujų (STP), o tokią pat mišinio masę redukavus vandeniliu susidarė 1,3 mol vandens. Apskaičiuokite mišinio sudėtį procentais.

5. Apskaičiuokite 12,6 % azoto rūgšties tirpalo, kurio reikia 0,64 g Cu ir 1,08 g Ag mišiniui ištirpdyti, masę gramais.

6. Kuris IB grupės metalas neištumia vandenilio iš praskiestų druskos ir sieros rūgščių, bet išstumia sidabrą iš jo druskos tirpalo?

7. Kurį metalą (Zn, Cu, Fe ar Hg) naudotumėte išvalydami vario(II) sulfato priemaišas iš geležies(II) sulfato tirpalo? Atsakymą paaiškinkite parašydami bendrąją reakcijos lygtį.

8. Parašykite junginio, kuriame yra 20,2 % Al ir 79,8 % chloro, cheminę formulę. Junginio santykinė molekulinė masė 267.

## 10.1. IA grupės metalai

Šios grupės elementai paskutiniame energijos lygmenyje turi vieną nesuporuotąjį elektroną:  $s^1$ . Šarminiais metalais vadinami:



**Fizikinės savybės.** IA grupės metalai labai minkšti, plastiški, laikomi žibale, lengvai pjaustomi peiliu. Perpjautas metalas pjūvio vietoje yra sidabriško metalinio blizgesio, nykstančio ore dėl oksidacijos. Mažiausias tankis Li –  $0,53 \text{ g/cm}^3$ , didžiausias Cs –  $1,90 \text{ g/cm}^3$ , didžiausia lydymosi temperatūra Li –  $181^\circ\text{C}$ , mažiausia Fr –  $27^\circ\text{C}$ .

**Radimas.** Gamtoje Na aptinkama 2,64 % (masės proc.), K – 2,5 %, Li, Rb ir Cs – dar mažiau. Šie metalai randami junginiuose:

$\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  Glauberio druskoje,

$\text{NaNO}_3$  Čilės salietroje,

$\text{Na}_3\text{AlF}_6$  kriolite,

KCl silvine,

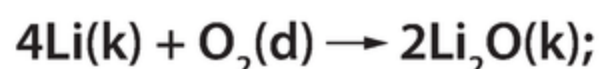
KCl·NaCl silvinite.

**Cheminės savybės.** Tai labai reaktyvūs metalai, ypač stiprūs reduktoriai. Jų oksidacijos laipsnis +1.

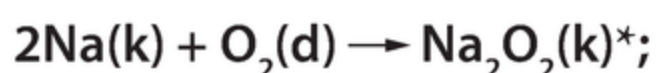
IA grupės metalai reaguoja

1) su deguonimi:

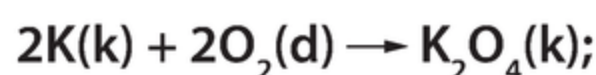
**Rb ir Cs** savaime užsiliepsnoja;



Ličio oksidas



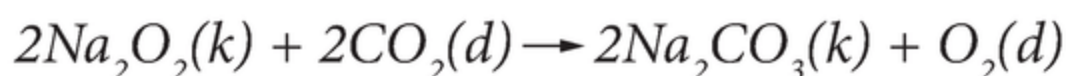
Natrio peroksidas



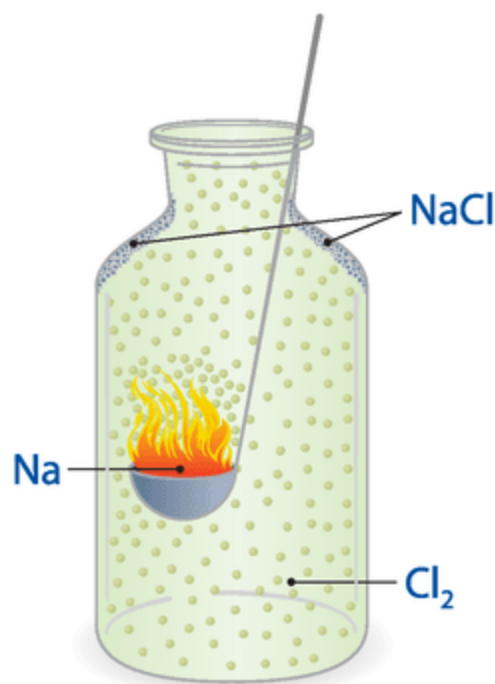
Kalio superperoksidas



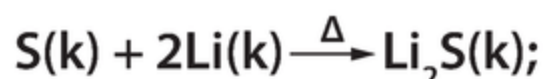
*\*Idomu.*  $\text{Na}_2\text{O}_2$  vartojamas orui regeneruoti povandeniniuose laivuose ir uždaroje patalpose.



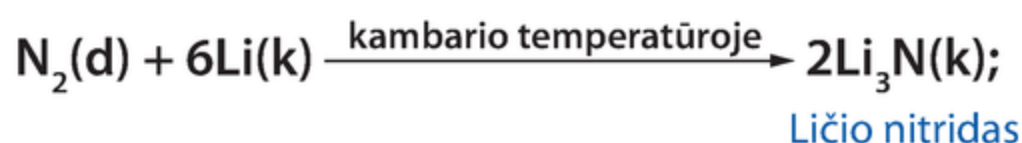
2) su halogenais:



3) su siera:

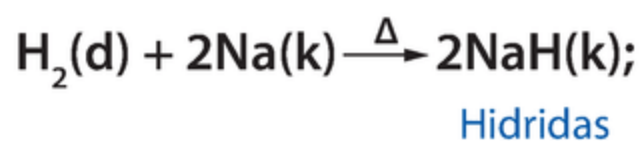


4) su azotu:



**Kiti šarminiai metalai su azotu reaguoja tik kaitinami.**

5) su vandeniliu:



6) su vandeniu:



**Gavimas.** Šarminiai metalai yra stipriausi reduktoriai, todėl gaunami tik elektrolizės būdu skaidant jų druskų lydalus (žr. p. 123).

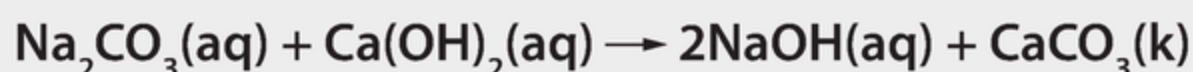
### Šarminių metalų junginiai

**Hidroksidai** – kietosios kristalinės medžiagos, tipiški joniniai junginiai, stipriosios bazės: NaOH – natrio šarmas, kaustinė soda; KOH – kalio šarmas.

IA ir IIA grupių metalų hidroksidai (išskyrus  $\text{Be}(\text{OH})_2$  ir  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ) labai gerai tirpsta vandenyje ir išsiskiria dideli šilumos kiekiai. Dažnai tokie hidroksidai vadinami **šarmais**\*.

*\*Idomu. Šnekamojoje kalboje vartojamas pasakymas „žmogus turi šarmo“ reiškia, kad tas žmogus žavingas, patrauklus, su juo įdomu bendrauti, jis savitai mąsto. Tačiau kalbininkai peikia tokią vartoseną, šarmas – neteiktina svetimybė.*

Hidroksidai (šarmai) gaunami elektrolizės būdu skaidant vandeninius NaCl arba KCl tirpalus (žr. 11 skyrių „Elektrolizė“) arba sodai ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ) reaguojant su gesintomis kalkėmis.



Šarminių metalų **druskos** – joniniai junginiai, gerai tirpstantys vandenyje (išskyrus kai kurias Li druskas –  $\text{LiF}$ ,  $\text{Li}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{Li}_2\text{SiO}_3$ ).

$\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  – kristalinė soda,

$\text{Na}_2\text{CO}_3$  – kalcinuotoji soda,

$\text{NaHCO}_3$  – geriamoji soda,

$\text{K}_2\text{CO}_3$  – potašas.

Geriamoji soda gaunama Solvėjaus metodu – prisotinant NaCl dujų  $\text{CO}_2$  ir  $\text{NH}_3$ .




Šarminių metalų kokybinės reakcijos pateikiamos p. 244.

Kalcinuotoji soda vartojama vandeniui minkštinti (žr. p. 135), potašas ir geriamoji soda – maisto pramonėje.

## 10.2. IIA grupės metalai

Šios grupės metalai paskutiniame energijos lygmenyje turi vieną porą elektronų:  $s^2$ . IIA grupės elementai (išskyrus Be) dar vadinami šarminių žemių metalais.

Ilgėja atomų spindulys, stiprėja metališkosios ir redukcinės savybės		Be	Nereaguoja su vandeniu
		Mg	Mažai reaguoja su karštu vandeniu
		Ca, Sr, Ba	Metalai ir jų oksidai reaguoja su vandeniu

**Fizikinės savybės.** Mg – sidabriškai baltas, lengvas ( $1,74 \text{ g/cm}^3$ ) metalas, atsparus oro poveikiui; Ca – taip pat lengvas ( $1,55 \text{ g/cm}^3$ ) metalas, ore greitai oksiduojasi.



**Radimas.** Žemės plutoje Mg aptinkama 2,35 % (masės proc.), Ca – ~3,6 %. Šie metalai randami tik junginiuose:

MgCO<sub>3</sub> magnezite,

MgCO<sub>3</sub>·CaCO<sub>3</sub>\* dolomite,

CaCO<sub>3</sub>\* kreidoje, marmure, klintyje,

CaSO<sub>4</sub>·2H<sub>2</sub>O gipse,

CaF<sub>2</sub> fluorite,

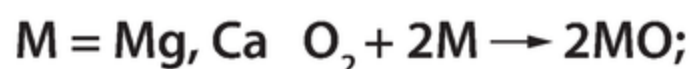
3Ca<sub>3</sub>(PO<sub>4</sub>)<sub>2</sub>·CaF<sub>2</sub> fluorapatite.

**\*Idomu.** Šiaurės Lietuvoje, Akmėnės rajone, yra dideli klinties, naudojamos cementui gaminti, klodai. Dolomitas kasamas Petrašiūnų (Jonavos r.), Klėvainių (Pakruojo r.) ir Skāistgirio (Jōniškio r.) karjeruose. Jis naudojamas statybose kaip apdailos ir termoizoliacinė medžiaga. Gipso randama Bīržų ir Pāšvalio rajonuose.

**Cheminės savybės.** Ca ir Mg yra stiprūs reduktoriai. Oksidacijos laipsnis junginiuose visada +2.

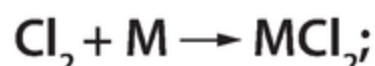
IIA grupės metalai reaguoja

1) su deguonimi:

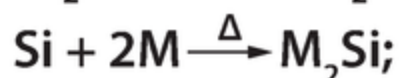
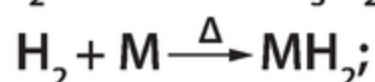
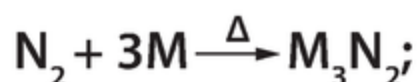
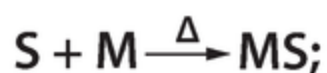


Mg reikia pakaitinti, kad prasidėtų reakcija.

2) su halogenais:

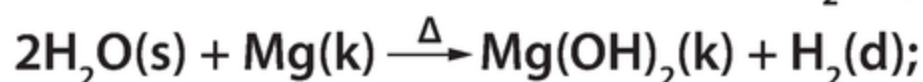


3) su siera, azotu, vandeniliu ir siliciu kaitinant:



Silicidas

4) su vandeniu:



5) su rūgštimis (žr. p. 106).

**Gavimas.** IIA grupės metalai, kaip ir šarminiai, gaunami elektrolizės būdu skaidant druskų *lydalu* tirpalus.



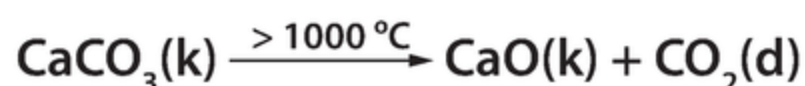
**Naudojimas.** Kalcis ir magnis\* naudojami metalurgijoje kaip reduktoriai (žr. 8 skyrių „Rūdų. Metalurgija“).

### Pramonėje plačiai naudojami junginiai

$\text{Ca(OH)}_2$	Gesintos kalkės*** (vidutinio stiprumo hidroksidas)
$\text{Mg(OH)}_2$	Silpnasis hidroksidas
$\text{CaO}^{**}$	Negesintos kalkės (bazinis oksidas)
$\text{MgO}$	Magnezija (bazinis oksidas)

\*Mg naudojamas kariuomenėje greitai maistui pagaminti, nes Mg oksidacijos reakcijoje išsiskiria didelis šilumos kiekis (žr. p. 83).

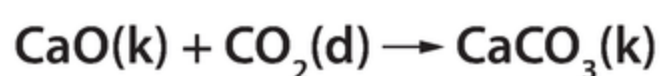
\*\*Negesintos kalkės gaunamos deginant klintis.



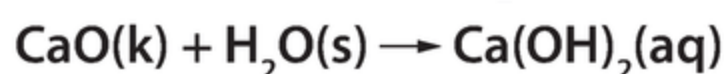
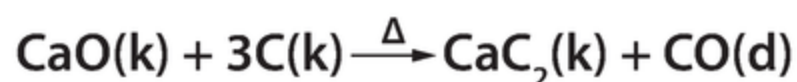
Negesintos kalkės gali būti gaunamos ir kaitinant gipsą, tačiau gamyboje išsiskiria dideli pavojingų teršalų kiekiai.



Negesintos kalkės naudojamos statybose ir kalcio karbidui gaminti, taip pat kaip atmosferos džioviklis.



Cemento akmuo



Kalkių vanduo

\*\*\***Gesintos kalkės** – smulkūs ir purūs šviesiai balti milteliai, kurių tirpumas 0,16 g/100 g vandens esant 20 °C temperatūrai.

**Kalkių pienas** – į pieną panaši suspensija (kietosios medžiagos dalelės pakibusios tirpiklyje).

**Kalkių vanduo** – skaidrus kalcio hidroksido tirpalas, gaunamas nufiltravus kalkių pieną.

Kalkių pienas naudojamas cukraus pramonėje (prisiminkite 11 klasės kursą).



### 10.3. Aliuminis

Šis elementas paskutiniame energijos lygmenyje turi tris elektronus, iš kurių du sudaro vieną porą ir yra 3s orbitalėje, o nesuporuotasis elektronas – 3p orbitalėje:  $3s^2 3p^1$ .

**Fizikinės savybės.** Sidabriškai baltas metalas, plastiškas, lengvas ( $2,7 \text{ g/cm}^3$ ), gerai praleidžia elektros srovę ir šilumą.

**Radimas.** Dauguma rūdų yra aliumosilikatai (juos sudaro Al, O, Si, šarminiai ir šarminių žemių metalai). Be jų, dar yra

$\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot n\text{SiO}_2 \cdot m\text{H}_2\text{O}$  molio (įvairios sudėties),

$\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$  boksitų,

$\text{KNa}_3[\text{AlSiO}_4]_4$  nefelinų.

**Cheminės savybės.** Aliuminis yra aktyvusis metalas, reduktorius (naudojamas aluminotermijoje), atsparus orui ir vandeniui, nes aliuminio paviršiuje susidaro plona ištisinė apsauginė  $\text{Al}_2\text{O}_3$  plėvelė. Oksidacijos laipsnis +3.

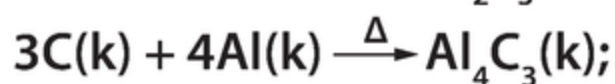
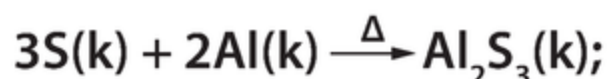
Aliuminis reaguoja

**su vieninėmis medžiagomis:**

1) ore su deguonimi ir greitai susidaro  $\text{Al}_2\text{O}_3$  plėvelė, bet smulkiai sumaltas Al dega – išsiskiria didelis šilumos kiekis



2) su halogenais, siera ir anglimi



**su sudėtinėmis medžiagomis:**

1) su vandeniu ir šarmais (žr. p. 106);

2) su rūgštimis (žr. p. 107);

3) kaip reduktorius naudojamas aluminotermijoje gaunant Fe, Cr, Mn, Ti, W ir kt. (žr. p. 102).

**Gavimas.** Aliuminis gaunamas elektrolizės būdu skaidant  $950^\circ\text{C}$  temperatūroje boksito  $\text{Al}_2\text{O}_3$  lydalą.

Ant katodo  $\text{Al}^{3+} + 3\text{e}^- \rightarrow \text{Al}^0$

Ant anodo (grafito)  $\text{O}^{2-} - 2\text{e}^- \rightarrow \text{O}^0$

Grafitinis anodas elektrolizės metu suyra, nes vyksta reakcijos:



## Naudojimas

Maisto pramonėje aliuminis vartojamas\* kaip sidabro pilkumo mineralinės kilmės dažiklis (E 173). Jis kai kuriems žmonėms sukelia alergiją. Aliuminis dažnai naudojamas įvairių lydinių pavidalu. Jis gali būti lydomas su daug metalų – Cu, Mn, Zn, Ni, Fe. Al ir Cu lydinys vadinamas duraliuminiu, Al ir Mg lydinys – magnaliu, Al ir Si lydinys – siluminu. Lydiniai lengvi, atsparūs atmosferinei korozijai, nesunkiai apdorojami, todėl dažnai naudojami automobilių variklių blokams, lėktuvų korpusams gaminti.

*\*Idomu. Valstybinės maisto ir veterinarijos tarnybos inspektoriai, tikrindami mokyklų valgyklas, vis dar randa senų, subraižytų aliumininių puodų, lėkščių ar stalo įrankių. Aliumininiai indai nedraudžiami, tačiau reikalaujama, kad ant jų būtų įspėjamieji lipdukai su užrašu, jog šie indai netinka rūgšties maisto produktams laikyti, pavyzdžiui, raugintų kopūstų sriubai virti. Aliuminis – labai aktyvus metalas, lengvai tirpstantis rūgščiame maiste. Rūgščioje terpėje iš jo į maistą skiriasi nemažai aliuminio jonų. Aliumininiuose induose maisto produktus galima laikyti ne ilgiau kaip tris valandas. Dėl metalo plastiškumo, lengvumo tokie indai ir įrankiai labai greitai susibraižo, susilanksto, juos sunku gerai išplauti, yra nehygieniški.*

Pagal [www.delfi.lt](http://www.delfi.lt), 2005 m. kovo mėn. 1 d.

## Aliuminio junginiai

$\text{Al}_2\text{O}_3$  – kietas ir labai atsparus (korundas, rubinas), sunkiai lydus junginys ( $t_{\text{lyd.}} = 2050\text{ }^\circ\text{C}$ ), netirpus vandenyje. Gaunamas iš aliuminio hidroksido:



Aliuminio oksidui būdingos amfoterinės savybės:



$\text{Al}(\text{OH})_3$  gaunamas iš druskų tirpalų:





$\text{Al}(\text{OH})_3$  – amfoterinis hidroksidas (reakcijų lygtys p. 91).

Aliuminio druskos (išskyrus  $\text{AlPO}_4$ ,  $\text{AlF}_3$  ir  $\text{Al}_2(\text{SiO}_3)_3$ ) gerai tirpsta vandenyje.

## 10.4. Metalų lydiniai

*Lydinys yra metalinė vienalytė sistema, kurią sudaro dvi ar daugiau sudedamųjų dalių.*

Pramonėje naudojami lydiniai, todėl trumpai aptarsime pagrindinio konstrukcinio metalo Fe ir kai kurių kitų metalų lydinius. Svarbiausi geležies lydiniai yra ketus ir plienas. Pagrindinės ketaus savybės pateikiamos 6 lentelėje.

6 lentelė. Ketaus rūšys ir savybės

Rūšis	Sudėtis	Savybės	Naudojimas
<b>Pilkasis ketus</b> (lūžio paviršius būna nelygus, pilkas, nes skilimo plokštumos sutampa su grafito sluoksnių paviršių orientacija)	3,5–4,5 % C, iki 0,15 % S, iki 0,3 % P ir iki 1,0 % Mn. Anglis yra <b>grafito</b> C pavidalo.	Minkštas, lengvai perdirbamas	Liejamosioms detalėms (automobilių variklių blokams) gaminti
<b>Baltasis ketus</b> (lūžio paviršius būna baltas, nes skyla ties karbido dalelėmis)	3,5–3,6 % C, 0,6–1 % Si, 0,5–0,6 % Mn, 0,5–1,75 % Ni, ~0,2 % V, ~0,5 % P. Anglis yra <b>cementito</b> $\text{Fe}_3\text{C}$ pavidalo.	Kietas, trapus	Perdirbamas į plieną

Pliene yra mažiau kaip 1,7 % C ir nedaug Si, Mn, P ir S. 20 amžiuje plačiai pradėtas naudoti **nerūdijantis plienas**, kurio sudėtyje yra legiruojančiųjų priedų, pakeičiančių pagrindinio komponento fizikines, mechanines ir chemines savybes. Pavyzdžiui, Cr – kietas, jis didina plieno atsparumą korozijai; Ni – tšsus, todėl didina mechaninį atsparumą ir atsparumą korozijai; Mn – kietas, jis didina atsparumą trinčiams ir smūgiams; Ti – tvirtas ir aukštoje temperatūroje atsparus kaitrai bei korozijai ir t. t. 7 lentelėje pateikiama plačiausiai naudojamų spalvotųjų metalų lydinių sudėtis, lydymosi temperatūra ir naudojimo sritys.

7 lentelė. Spalvotųjų metalų lydiniai

Pavadinimas	Sudėtis	$t_{\text{lyd.}} (^{\circ}\text{C})$	Naudojimas
Aliumininė bronz	~90 % Cu; 8,5–9,5 % Al; 1,5–2,0 % Mn	1000	Mašinų detalėms gaminti
Žalvaris	57–60 % Cu; 40–43 % Zn	900	Įvairioms detalėms ir buities prekėms gaminti
Melchioras	~80 % Cu; 39–41 % Ni; iki 1 % Fe	1170	Monetoms kalti
Vudo lydinys	50 % Bi; 25 % Pb; 12,5 % Sn; 12,5 % Cd	60,5	Chemijos laboratorijų įrenginiams gaminti



[www.mkp.emokykla.lt/imo/lt](http://www.mkp.emokykla.lt/imo/lt) ir [www.mkp.emokykla.lt/saugi-chemija](http://www.mkp.emokykla.lt/saugi-chemija)

### Atsakykite į klausimus ir išspręskite uždavinius

1. Vario lydinys su alavu senovėje buvo naudojamas skulptūroms lieti ir papuošalams gaminti. Šis lydinys yra

- A plienas;                      C bronz;  
B ketus;                        D duraliuminis.

2. Kurios periodinės elementų sistemos grupės visų metalų hidroksidai yra šarmai?

- A IA                              C IIIA  
B IIA                             D IVA

3. 5 g šarminių žemių metalo oksiduota deguonimi. Gautą oksidą ištirpdžius vandenyje, susidarė 9,25 g metalo hidroksido. Nustatykite, kuris tai metalas.

4. Apskaičiuokite CuO masę, kurią redukuos vandenilis, išsiskyręs Al reaguojant su 139,87 ml 40 % NaOH tirpalu (tankis 1,43 g/ml).

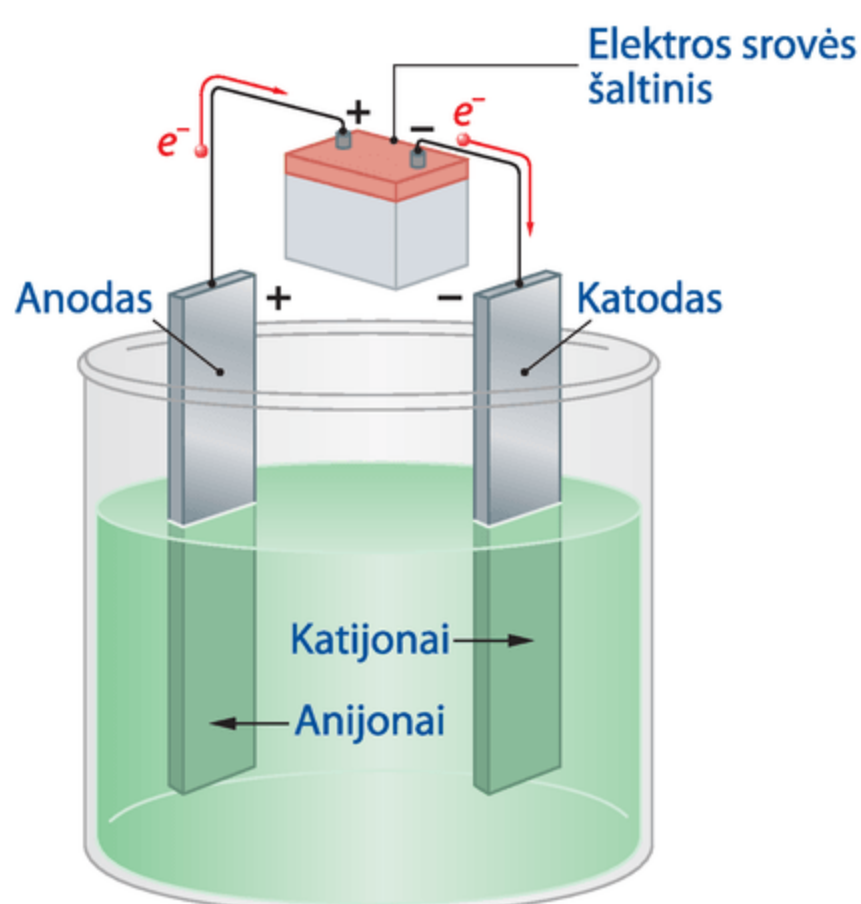
5. Ištirpdžius 7,8 g metalo, kurio oksidacijos laipsnis +3, hidroksido druskos rūgštyje, susidarė 13,35 g metalo chlorido. Kokia šio metalo santykinė atominė masė?

6. Kasdien žmogus suvartoja vidutiniškai 3 g kalio jonų. Kiek reikėtų suvalgyti bulvių, kuriose yra 0,6 % kalio jonų, kad žmogus gautų vidutinę dienos kalio jonų normą?



# ELEKTROLIZĖ

Elektrolizė – oksidacijos-redukcijos procesai, vykstantys ant elektrodų tekant nuolatinei elektros srovei elektrolito tirpalu ar lydalų. Elektrolizės metu teigiamieji jonai (katijonai) juda prie elektrodo – katodo, kuris sujungtas su neigiamuoju elektros šaltinio poliumi. Neigiamieji jonai (anijonai) juda prie elektrodo – anodo, sujungto su teigiamuoju elektros šaltinio poliumi.

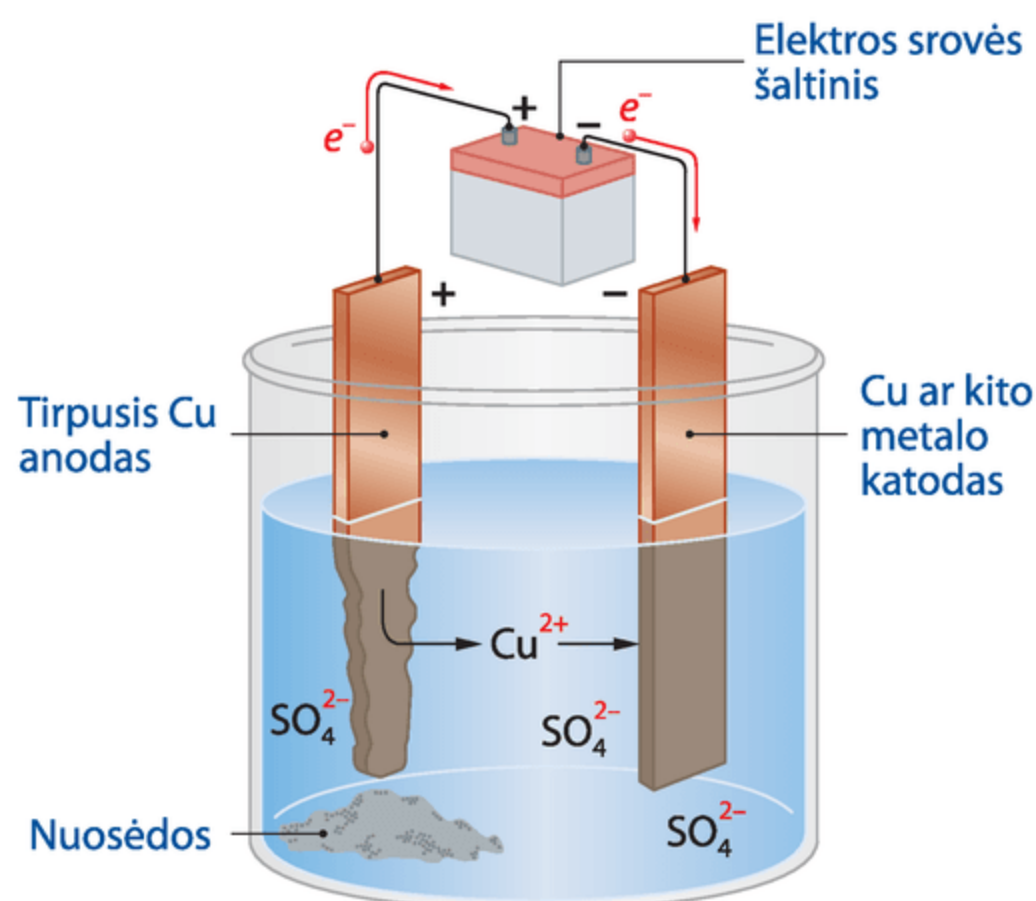


**Įdomu.** Pirmąją elektrolizės teoriją, kuri vadinama Grotuso mechanizmu, 1805 metais paskelbė lietuvių kilmės mokslininkas Teodoras fon Grotusas (1785–1822). Jis 1817 metais sukūrė pirmąją fotochemijos dėsni.

## 11.1. Elektrocheminiai procesai anodo paviršiuje

Elektrolizei naudojami dviejų rūšių anodai: tirpieji ir netirpieji (arba inertiniai). Tirpusis anodas gaminamas iš to metalo, kurio druska yra pagrindinis elektrolito komponentas. Tirpusis anodas – metalas – tirpsta (oksiduojasi) ir metalo jonai pereina į tirpalą (27 pav.).

Naudojant tirpųjį anodą, metalo jonų koncentracija elektrolite mažai kinta. Dėl to elektrolizerio darbo laikas, nekeičiant elektrolito, beveik neribotas.

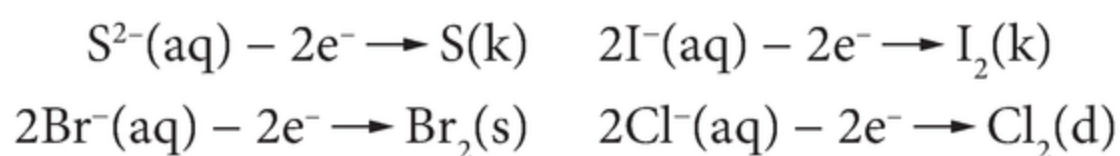


27 pav.  $\text{CuSO}_4$  vandeninio tirpalo elektrolizė naudojant tirpųjį anodą

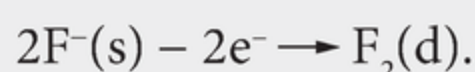
### Oksidacijos reakcijų naudojant tirpųjį anodą pavyzdžiai

Pagrindinis elektrolito komponentas	Oksidacijos reakcija
$\text{NiSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$	$\overset{0}{\text{Ni}}(\text{k}) - 2\text{e}^- \rightarrow \text{Ni}^{2+}(\text{aq})$
$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$	$\overset{0}{\text{Cu}}(\text{k}) - 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}^{2+}(\text{aq})$
$\text{FeCl}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$	$\overset{0}{\text{Fe}}(\text{k}) - 2\text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^{2+}(\text{aq})$
$\text{MnSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$	$\overset{0}{\text{Mn}}(\text{k}) - 2\text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+}(\text{aq})$

Netirpusis anodas gaminamas iš medžiagos, kuri nedalyvauja elektrocheminėje reakcijoje ir su elektrolitu nereaguoja (pavyzdžiui, grafitas C, platina Pt, auksas Au ar lydiniai  $\text{Pb} + 1\% \text{ Ag}$ ). Toks netirpusis anodas pats nesioksiduoja. Jis yra tik elektros laidininkas, kurio paviršiuje oksiduojasi anijonai ir molekulės. **Oksidacijos procesas netirpiojo anodo paviršiuje priklauso nuo anijono sudėties.** Jei elektrolite yra bedeguonių rūgščių anijonų ( $\text{Cl}^-$ ,  $\text{Br}^-$ ,  $\text{I}^-$ ,  $\text{S}^{2-}$ ), tai jie oksiduojasi.

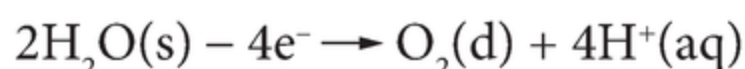


Fluorido jonai oksiduojasi tik lydaluose:

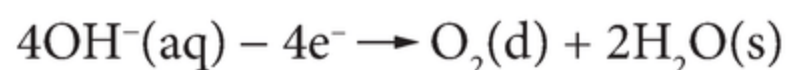




Kai elektrolito tirpale yra deguoninių rūgščių anijonų ( $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{NO}_3^-$ ,  $\text{PO}_4^{3-}$ ,  $\text{CO}_3^{2-}$ ) ir jis rūgštusis ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HNO}_3$ ) arba neutralusis ( $\text{NaNO}_3$ ,  $\text{K}_2\text{SO}_4$ ), tai oksiduojasi ne šie anijonai, bet vandens molekulės, nes joms reikia mažiau energijos.



Šarminiame tirpale oksiduojasi hidroksido jonai.

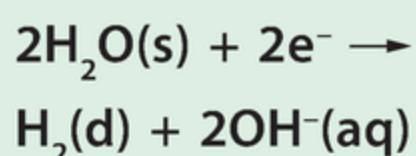


## 11.2. Elektrocheminiai procesai katodo paviršiuje

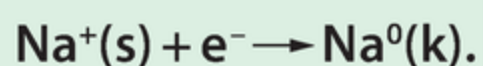
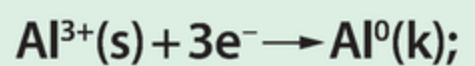
Kurios reakcijos vyks katodo paviršiuje, priklauso nuo metalų vietos aktyvumo eilėje (standartinių potencialų eilėje).

### Metalų aktyvumo eilė

Li, K, Na, Mg, Al, Mn, Zn, Cr, Fe, Cd, Co, Ni, Sn, Pb,  $\text{H}_2$ , Cu, Ag, Hg, Pt, Au



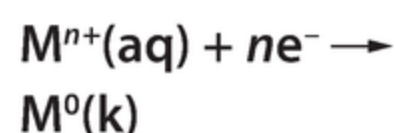
Metalai\* Li–Al gautami elektrolizės būdu skaidant lydalus:



Pagrindinė reakcija:



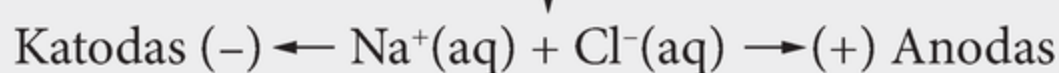
Šalutinė reakcija:



\*Elektrolizės būdu skaidant šarminių, šarminių žemių metalų ir Al vandeninius tirpalus, naudojami tik **netirpieji anodai** (dažniausiai grafitas).

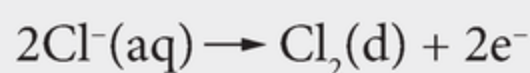
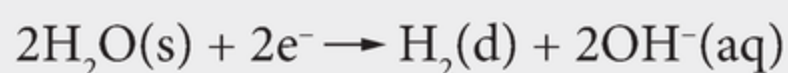
## 11.3. Elektrolizės pavyzdžiai

### 1. NaCl vandeninio tirpalo elektrolizė

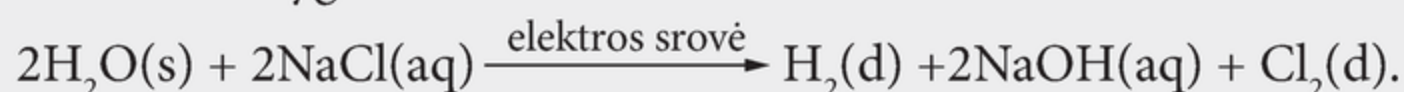


Redukcija

Oksidacija

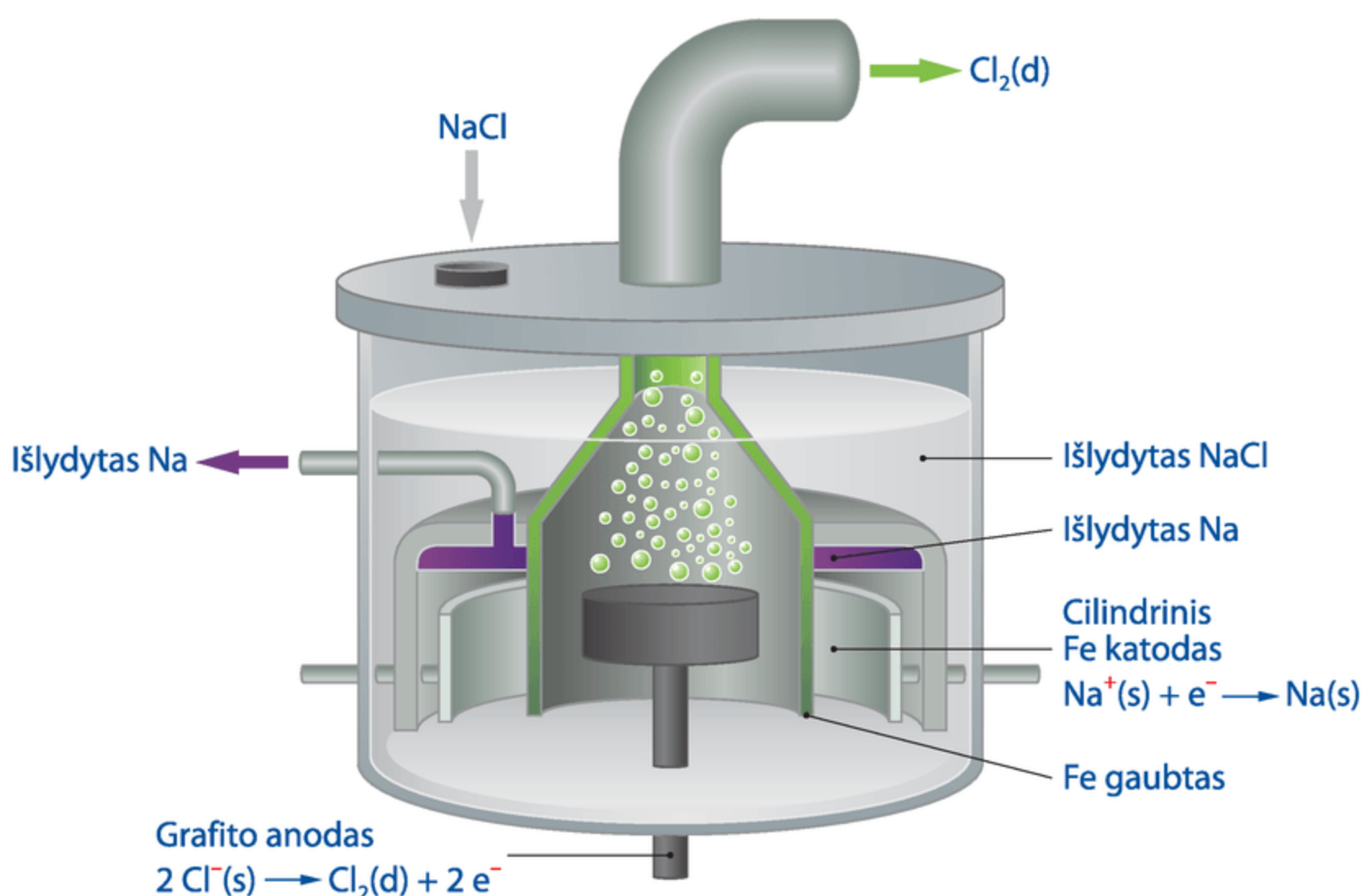


Bendroji elektrolizės lygtis:

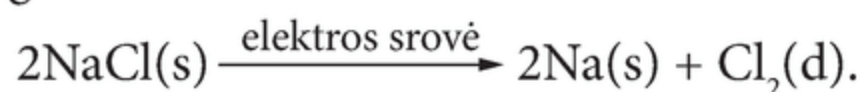


Iš pavyzdžio matyti, kad, *elektrolizės būdu skaidant vandeninį NaCl tirpalą, gaunamas NaOH, H<sub>2</sub> ir Cl<sub>2</sub> dujos.*

## 2. NaCl lydalo elektrolizė

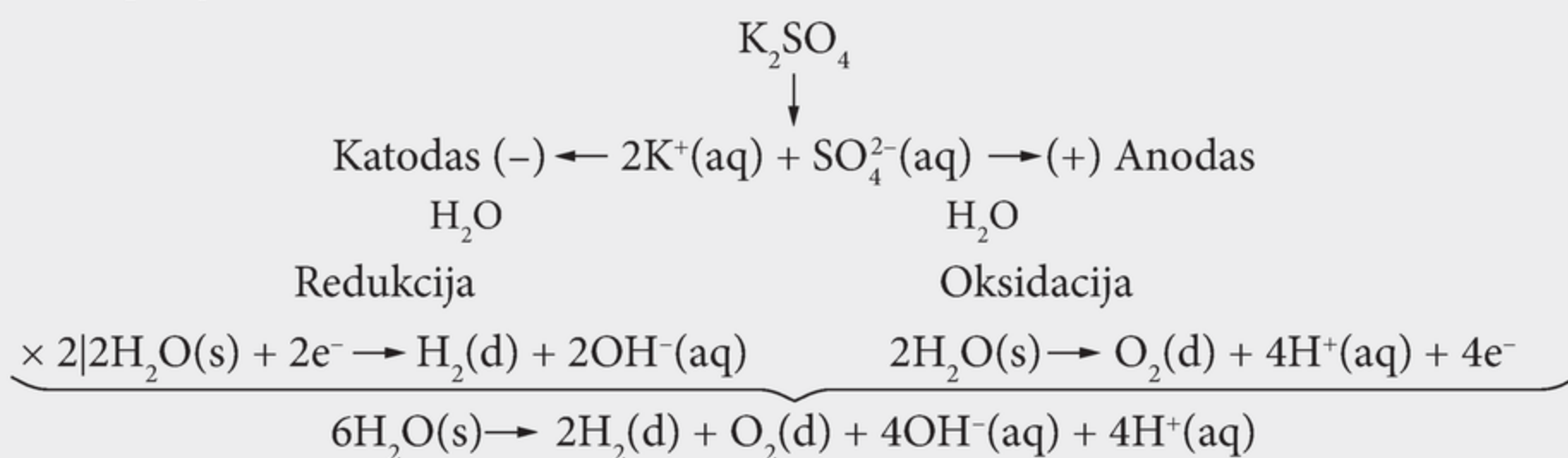


Bendroji elektrolizės lygtis:



*Elektrolizės būdu skaidant NaCl lydalą, galima gauti Na ir Cl<sub>2</sub> dujas.*

## 3. K<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> vandeninio tirpalo elektrolizė



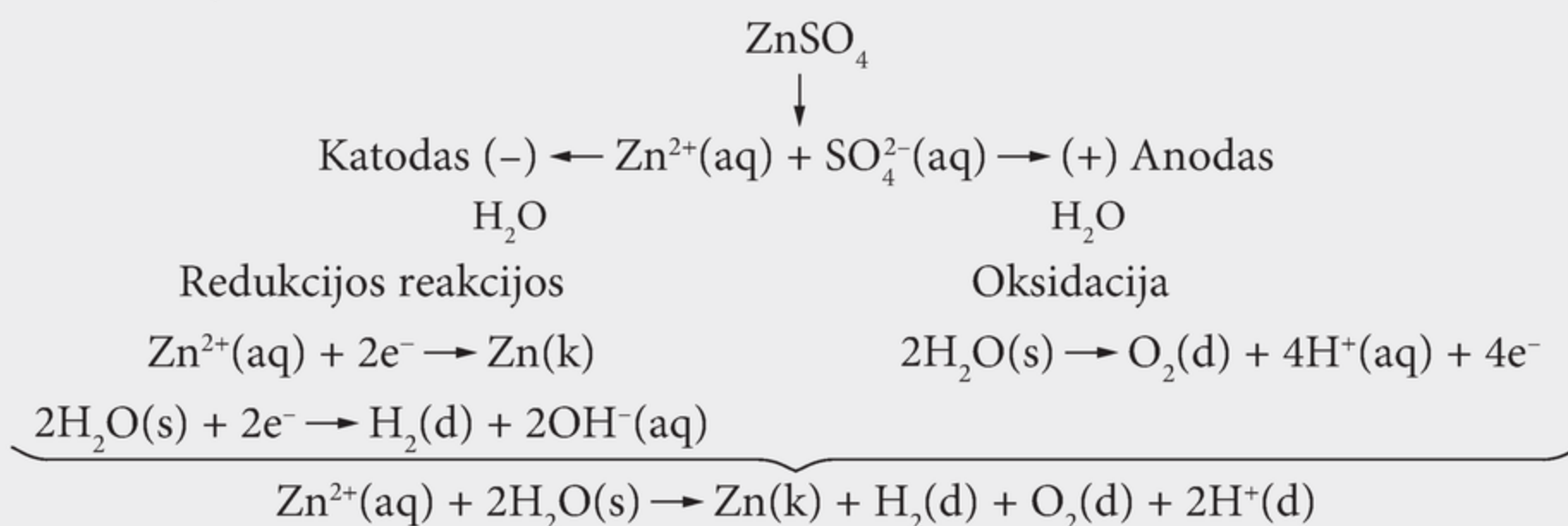


Bendroji elektrolizės lygtis:

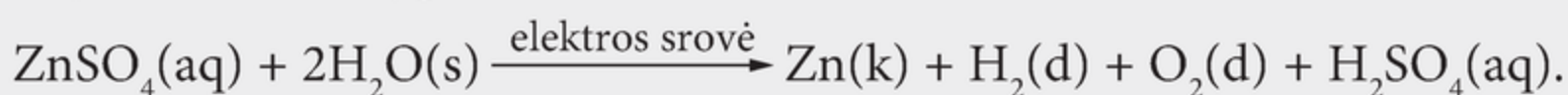


**Išvada:** skaidant elektros srove šarminių ir šarminių žemių deguoninių druskų vandeninius tirpalus, skyla tik vandens molekulės.

#### 4. $\text{ZnSO}_4$ vandeninio tirpalo elektrolizė

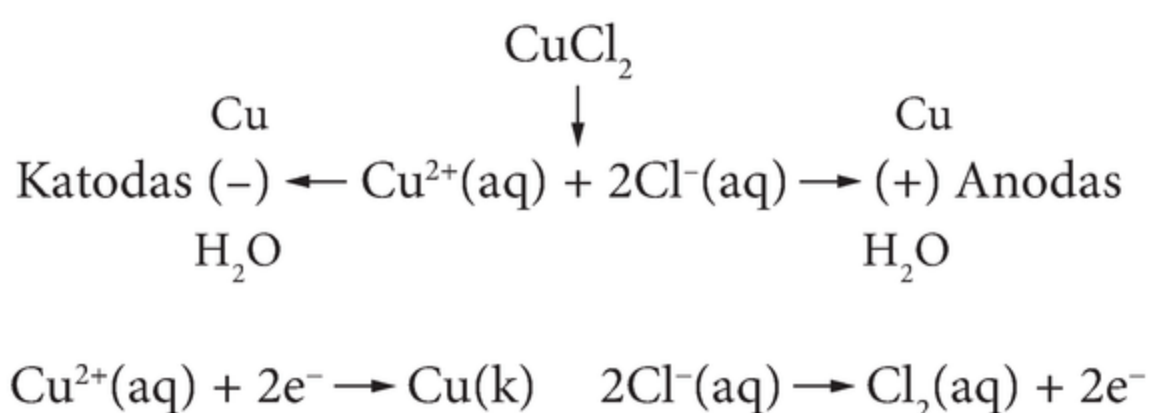


Bendroji elektrolizės lygtis:

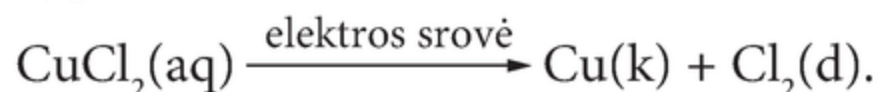


Iš pavyzdžio matyti, kad prie anodo susidaro  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , t. y. tirpalas rūgštėja.

#### 5. $\text{CuCl}_2$ vandeninio tirpalo elektrolizė, anodas – netirpusis



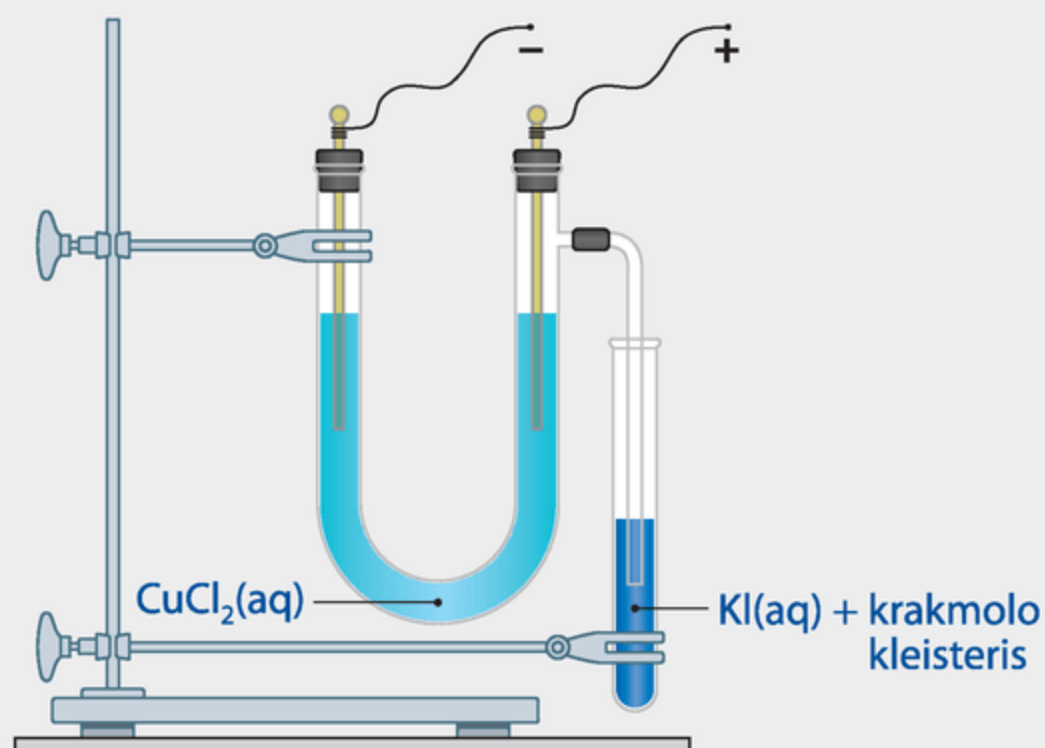
Bendroji elektrolizės lygtis:



Iš paveikslo (p. 125) matyti, kad išsiskyrusios  $\text{Cl}_2$  dujos nustatomos kokybine reakcija – jos leidžiamos į vandeninį KI tirpalą, kuriame yra ištirpusio krakmolo kleisterio.



Jodas krakmolo kleisterį nudažo mėlynai.



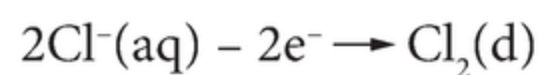
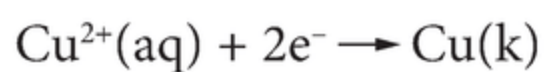
#### 6. $\text{CuCl}_2$ lydalo elektrolizė, anodas – netirpusis



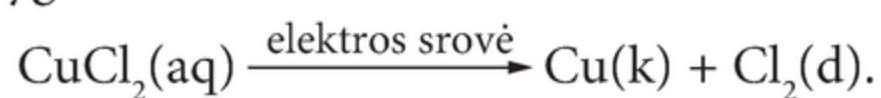
Katodas (-)  $\leftarrow \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{Cl}^{-}(\text{aq}) \rightarrow (+)$  Anodas

Redukcija

Oksidacija



Bendroji elektrolizės lygtis:



[www.mkp.emokykla.lt/imo/lt](http://www.mkp.emokykla.lt/imo/lt) ir [www.mkp.emokykla.lt/saugi-chemija](http://www.mkp.emokykla.lt/saugi-chemija)



# METALŲ KOROZIJA

Pramonėje ir buityje plačiai naudojami įvairūs metalai ir jų lydiniai. Jie dėl *oro deguonies, atmosferos teršalų* ( $\text{SO}_2$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{NO}_2$ ), *sudarančių rūgštinę terpę, ir drėgmės* poveikio greitai koroduoja (28 pav.). Kodėl taip atsitinka?



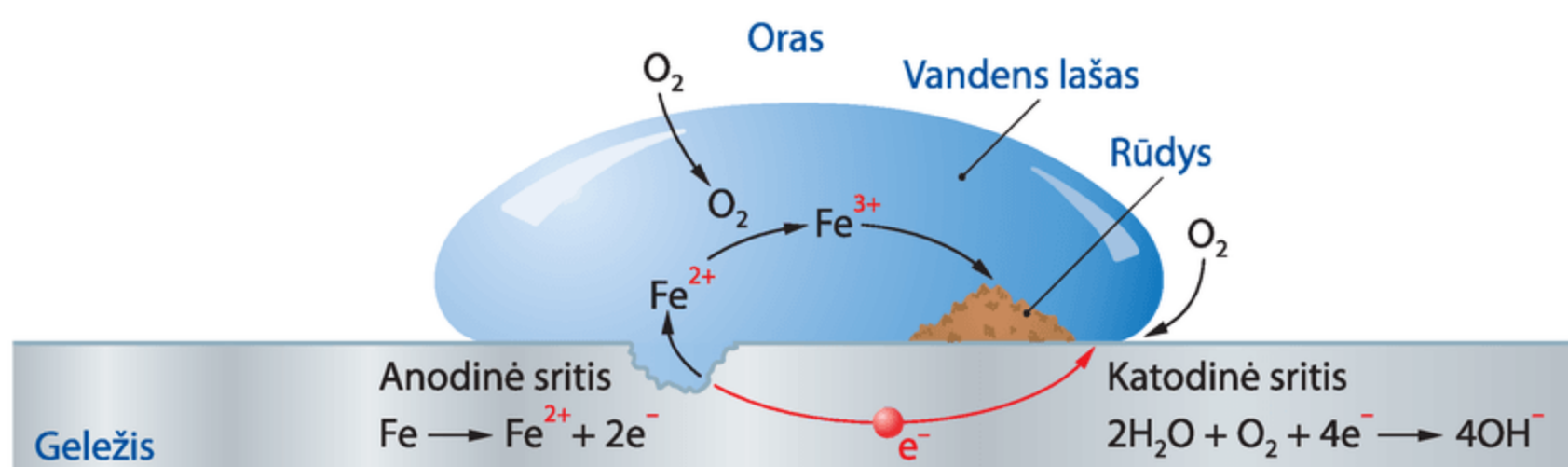
28 pav. Korozijos pavyzdžiai

Korozijos termino pavadinimas kilęs iš lotyniško žodžio *corrosio* – ėsdinimas, graužimas. Metalų korozija yra žalingas reiškinys. Net mažas korozijos židiny suardo metalines konstrukcijas, sugadina automobilius, brangius įrenginius, pavyzdžiui, jūrų kabelius, požemines komunikacijas ir kt. Labai daug lėšų ir brangių medžiagų skiriama metalų apsaugai nuo korozijos.

**Metālų koròzija** – savaiminis metalų, jų lydinių ir metalinių gaminių irimas dėl aplinkos poveikio. Pasaulyje kas 90 sekundžių sukoroduoja viena tona plieno. JAV metiniai nuostoliai dėl korozijos sudaro apie 40 mln. tonų metalo. Reikia ne tik daug papildomų medžiagų, darbo, bet ir energijos metalams nuo korozijos apsaugoti. Apie 16 % visos pasaulyje sunaudojamos naftos skiriama energiniams korozijos nuostoliams kompensuoti. Vienai tonai geležies iš rūdos išgauti reikia 33,5 mln. kJ energijos, t. y. tiek, kiek vidutinė šeima sunaudoja visų rūšių energijos per 3 mėnesius. Išsivysčiusiose šalyse kasmet 25 % pagaminamų metalų sukoroduoja. 2000 metais nuostoliai dėl korozijos JAV siekė ~300 milijardų dolerių. Dabar pasaulyje egzistuoja tik 30 % metalų fondo, sukurto per visą žmonijos istoriją, o kitus milijardus tonų metalų sunaikino korozija.



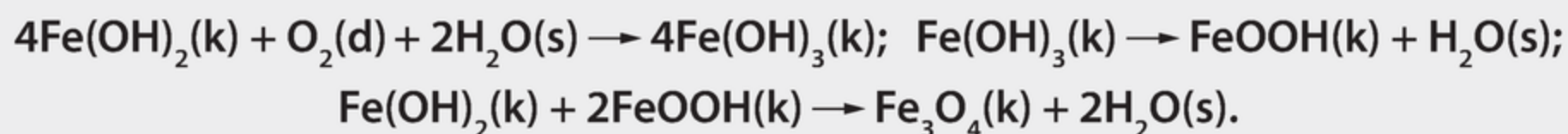
Metalų korozija – oksidacijos-redukcijos procesas. Jį išnagrinėkime remdamiesi plačiai naudojamo konstrukcinio metalo geležies Fe arba jos lydinio plieno (Fe–Fe<sub>3</sub>C; Fe<sub>3</sub>C cementitas) pavyzdžiu. Koroduoiant geležiai drėgnoje atmosferoje, oro deguonis yra oksidatorius.



Suminė korozijos proceso lygtis:  $2\text{Fe(k)} + 2\text{H}_2\text{O(s)} + \text{O}_2\text{(d)} \rightarrow 2\text{Fe(OH)}_2\text{(k)}$ .

Netirpusis geležies hidroksidas padengia metalo paviršių ir korozija sulėtėja.

Tačiau ilgainiui geležies hidroksidas toliau kinta:



Taigi geležies korozijos produktų – rūdžių sudėtis įvairi: FeOOH arba Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>·H<sub>2</sub>O (pagrindinė rūdžių dalis), Fe<sub>3</sub>O<sub>4</sub>, FeO ir kt. Nors rūdys yra netirpios vandenyje medžiagos ir geležies paviršiuje susidaro porėta plėvelė, tačiau ji neapsaugo metalo nuo tolesnės korozijos. Pro poras patenkantys atmosferos teršalai, oro deguonis ir drėgmė veikia metalo paviršių ir korozija vyksta toliau.

Dviem skirtingiems metalams liečiantis, irgi vyksta korozija. Irsta aktyvesnis metalas. **Kuris iš dviejų metalų koroduos, apytikriai galima nustatyti pagal metalų vietą metalų aktyvumo eilėje.**

**Zn ir Cu korozija dėl SO<sub>2</sub> teršalo\*.**

Koroduoja Zn  $\text{Zn(k)} - 2\text{e}^- \rightarrow \text{Zn}^{2+}\text{(aq)}$

Redukuojasi  $2\text{H}^+\text{(aq)} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2\text{(d)}$   
(Cu paviršiuje)

Bendroji korozijos lygtis:



arba



**Fe ir Sn korozija drėgnoje aplinkoje**

Koroduoja Fe  $\text{Fe(k)} - 2\text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^{2+}\text{(aq)}$

Redukuojasi  $2\text{H}_2\text{O(s)} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2\text{(d)} + 2\text{OH}^-\text{(aq)}$  (Sn paviršiuje)

Bendroji korozijos lygtis:

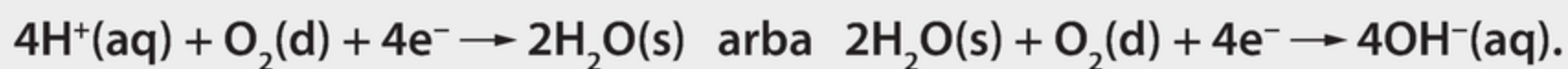




**?** Paaiškinkite, iš kur redukcijos reakcijoje atsiranda  $H^+$  jonų.

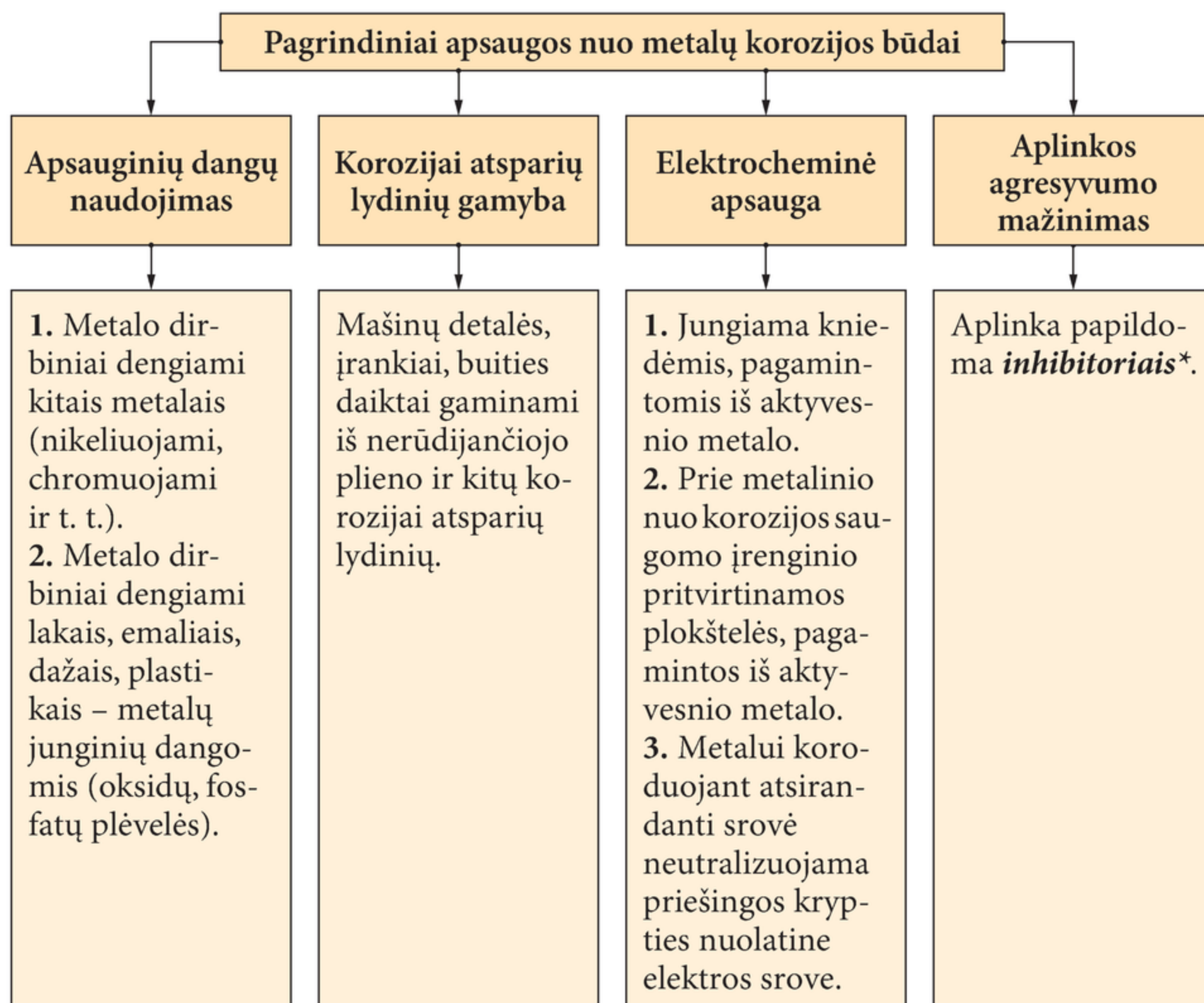
**\*Korozinės aplinkos deguonis smarkiai padidina korozijos greitį.**

Redukcijos procesai:



**Svarbu!** Pagal metalų aktyvumo eilę galima susidaryti tik bendrą vaizdą, nes ji ne-parodo korozinės aplinkos (rūgštingumo, deguonies koncentracijos, teršalų) įtakos metalų aktyvumui. Pavyzdžiui, jei Sn ir Fe dirbinys ar danga yra natrio šarmo tirpale, tai koroduos Sn, jei Zn ir Al dirbinys yra neutraliajame ar rūgščiajame elektrolito tirpale, tai koroduos Zn.

Kokie būdai ir priemonės padeda sulėtinti ar visai sustabdyti koroziją, žr. schemą.



\*Plačiau apie inhibitorius p. 174.

**Idomu.** Metalams nuo korozijos apsaugoti dažnai naudojamos Zn ir jo lydinių dangos. Lietuvoje Chemijos institute tiriamas Zn ir Fe pošeimio metalų (vadovas prof. Rimantas Ramanauskas) ir KTU Zn–Mn (vadovas prof. Algirdas Šulčius) lydinių nusodinimas ir panaudojimas saugai nuo korozijos.



[www.mkp.emokykla.lt/imo/lt](http://www.mkp.emokykla.lt/imo/lt) ir [www.mkp.emokykla.lt/saugi-chemija](http://www.mkp.emokykla.lt/saugi-chemija)

### Atsakykite į klausimus ir išspręskite uždavinius

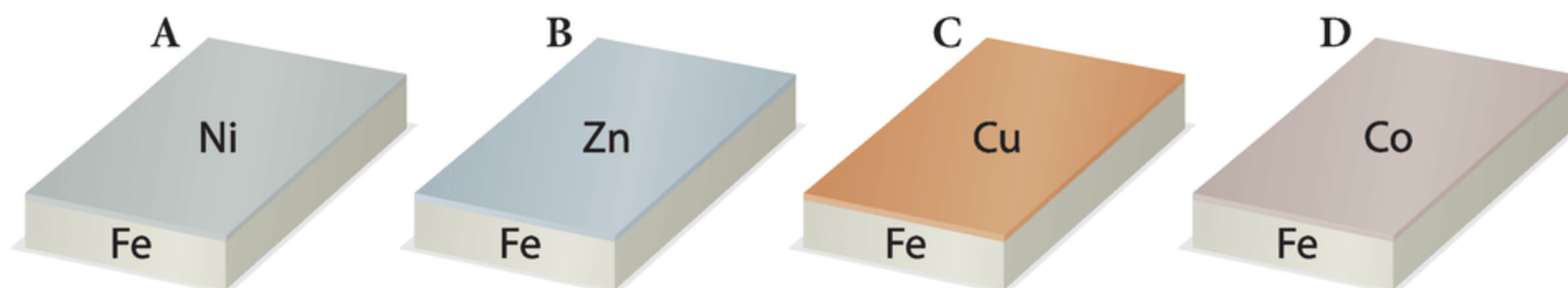
1. Kurio metalo danga neapsaugo geležies dirbinių nuo korozijos?

- A Cinko                      B Aliuminio  
C Mangano                  D Natrio

2. Aviacijos pramonėje plačiai naudojamas duraliuminis (Al ir Cu lydinys). Kurio metalo kniedėmis reikėtų jungti duraliuminio lakštus, kad labiausiai sulėtėtų korozija?

- A Geležies                  B Vario  
C Aliuminio                  D Cinko

3. Keturios geležinės plokštelės padengtos skirtingų metalų dangomis. Kuri geležinė plokštelė nekoroduos, nors ir būtų pažeistas jos dangos paviršius?



4. Rūdyse geležies masės dalis yra 72,41 %, o deguonies – 27,59 %. Parašykite empirinę rūdžių formulę.

5. Kurios dujos labiausiai skatina metalų koroziją, ypač kai ore yra drėgmės?

- A  $\text{CH}_4$                       C  $\text{SO}_2$   
B CO                          D  $\text{N}_2$

6. Geležis koroduoja drėgname ore ir susidaro  $\text{Fe}(\text{OH})_2$  (žr. p. 127). Kiek gramų geležies sukoroduos, jei korozijos procese sunaudota 0,06 mol deguonies?



# VANDUO

## 13.1. Vanduo gamtoje

Gamtinis vanduo – įvairių druskų ir dujų vandeninis tirpalas. Į atmosferą patenkančiame ir pro gruntą prasisunkiančiame vandenyje yra ištirpusių įvairių medžiagų. Daug rečiau vanduo būna giluminės kilmės. Jis susidaro kondensuojantis garams, kylantiems iš žemės gelmių.

### Vandens paplitimas Žemės paviršiuje

Vandens šaltinis	Tūris	
	$\times 10^3 \text{ km}^3$	%
Druskingas vanduo		
a) vandenynai	1348000	97,33
b) druskingi ežerai ir uždaros jūros (Kaspijos jūra sudaro 75 % šio tūrio)	105	0,008
Gėlas vanduo		
a) poliarinis ledas ir ledynai	28200	2,04
b) gruntinis vanduo	8450	0,61
c) ežerai	125	0,009
d) dirvožemio drėgmė	69	0,005
e) atmosferos vandens garai	13,5	0,001
f) upės	1,5	0,0001

97 % pasaulio vandens – vandenynų vanduo. Vanduo dengia 70,8 % Žemės paviršiaus. Gėlas vanduo sudaro tik 2,7 % viso paviršinio vandens. Daug jo yra Antarkties ledo kepurėje ir gerokai mažiau Arktikoje. Antarkties\* ledo kepurė užima  $1,5 \cdot 10^7 \text{ km}^2$  plotą ir turi  $(2,5\text{--}2,9) \cdot 10^7 \text{ km}^3$  gėlo vandens, kuris suskystintas galėtų maitinti upes daugiau negu 800 metų.

*\*Idomu. Kasmet apie 5000 ledkalnių, kurių ledas sudaro  $10^{12} \text{ m}^3$  ( $10^{12} \text{ t}$ ), atskyla nuo Antarkties. Kiekvienas ledkalnis vidutiniškai turi apie 200 Mt gėlo vandens. Jeigu šie led-*



*kalniai būtų plukdomi 1–2 km/h greičiu, tai 30 % jų masės galėtų pasiekti Austrāliją. Pristatymo išlaidos sudarytų 10 % lėšų, išleidžiamų druskų šalinimo iš vandens problemai spręsti.*

Paviršiniuose gėlo vandens ežeruose yra  $1,25 \cdot 10^5 \text{ km}^3$  vandens, daugiau kaip pusė jo – keturiuose didžiausiuose ežeruose.

Vandenynų vandenyje yra apie 3,5 % ištirpusių medžiagų, Juodojoje jūroje – 1,6 %, Baltijos jūroje – tik 0,75 %. Daugiausia jūrų vandenyse yra  $\text{Na}^+$  ir  $\text{Cl}^-$  jonų (apie 77 %), taip pat aptinkama  $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{K}^+$  ir kt. Gruntiniuose ir šaltinių vandenyse vyrauja  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{HCO}_3^-$ ,  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{Na}^+$ , mažiau –  $\text{Fe}^{2+}$  jonai.

Gamtiniame vandenyje yra ištirpusių dujų, daugiausia – deguonies ir azoto. Divandenilio sulfidas ir amoniakas susidaro pūvant organinėms medžiagoms.

Be laisvojo vandens, yra ir sujungtojo. Jo randama įvairiuose mineraluose, hidrosilikatuose, gipse, molyje ir kitose uolienose.

Požeminiame, ypač šachtinių šulinių, vandenyje yra daug azoto junginių, kurių galutinis produktas – nitrato jonai ( $\text{NO}_3^-$ ). Pagal standartus Lietuvoje didžiausia leistina nitrato koncentracija (DLK) – 50 mg/l geriamojo vandens. Maždaug pusės mūsų šalies šachtinių šulinių vandenyje nitrato koncentracija viršija 50 mg/l, dažnai yra 100–150 mg/l. Tiesa, giliau slūgsančiame arteziniame vandenyje nitrato gerokai mažiau, jų koncentracija retai būna didesnė negu 3–5 mg/l. Lietuvės miestų gyventojai geria daug švaresnį vandenį negu kaimo vietovių žmonės. Dėl azoto junginių sąveikos su aminais, kurių visada yra žmogaus organizme, susidaro kancerogenų savybių turinčių medžiagų. Todėl nuolat vartojant nitratais užterštą vandenį padidėja tikimybė susirgti vėžiu. Labai didelė nitrato, ypač **nitritų** ( $\text{NO}_2^-$ ), koncentracija gali sukelti methemoglobinemiją, t. y. organizmui pradeda stigti deguonies. Toks vanduo labai pavojingas kūdikiams. Žmogus gali net mirti.

Požeminiame vandenyje visada gausu geležies – vidutiniškai 1–3 mg/l. Geležis yra būtinas elementas žmogaus organizmui, tačiau geriamasis vanduo nėra svarbus jos šaltinis. Buityje vartojant vandenį, kuriame daug Fe(III) junginių nuosėdų, apsineša santechnikos įrenginiai, išsitepa plaunami skalbiniai, geriamasis vanduo įgyja nemalonų skonį. Dėl šių priežasčių, o ne dėl geležies kenksmingumo didžiausia leistina geležies koncentracija – 0,3 mg/l vandentiekio vandens. Kadangi požeminiame vandenyje geležies beveik visada yra daugiau, ją iš vandens reikia šalinti – vanduo valomas geležies šalinimo įrenginiais.

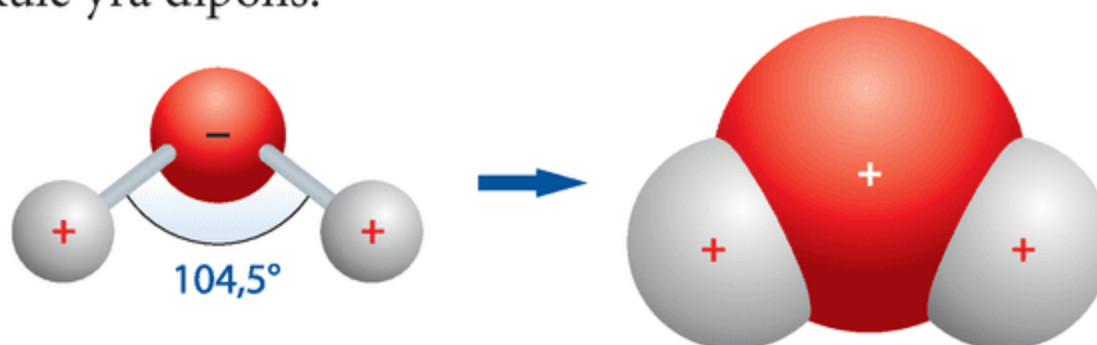
Žmogaus organizmui svarbus fluoro. Jo gauname su maistu ir vandeniu. Fluoro trūkumas sukelia dantų ėduonį, o perteklius – fluorozę. Yra nustatyta mažiausia ir didžiausia leistina fluoro koncentracija vandenyje. Lietuvės požeminiame vandenyje fluoro nedaug, todėl prieš patiekiant vartotojams į vandenį buvo pradėta dėti fluoro.



Tačiau šios minties atsisakyta. Kai fluoro trūksta vandenyje, reikia papildomai jo gauti su maistu. Tose vietovėse, kur fluoro vandenyje yra daugiau negu didžiausia leistina koncentracija (2–3 ir net 7–10 mg/l), reikėtų vartoti kitų vandeningųjų sluoksnių vandenį.

## Vandens molekulės sandara

Vandens molekulė yra dipolis.



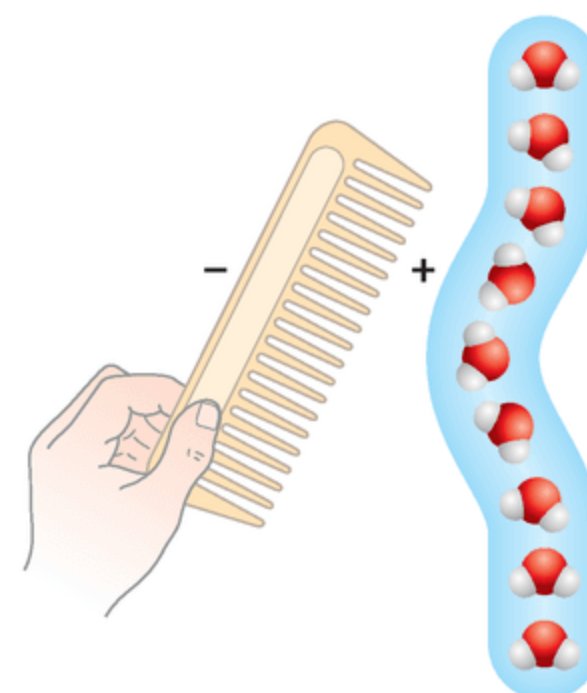
Ši teiginį galima įrodyti paprastu bandymu. Pasišukuokite plaukus – šukos įsielektrins. Jas priartinkite prie nedidelės vandens srovės. Pastebėsite, kad šukos pritrauks vandens srovėlę, nes jos yra įsielektrinusios neigiamai ir traukia prie savęs teigiamąjį vandens molekulių polį.

Prisiminkite vandens fizikines ir chemines savybes.

Grynas vanduo yra beskonis, bespalvis ir bekvapis. Didžiausias tankis  $1 \text{ g/cm}^3$ , kai  $t = +4 \text{ }^\circ\text{C}$ , o kai  $t = 0 \text{ }^\circ\text{C}$ , tankis –  $0,998 \text{ g/cm}^3$ . Virimo temperatūra  $100 \text{ }^\circ\text{C}$ , užšalimo –  $0 \text{ }^\circ\text{C}$ , kai yra  $101,3 \text{ kPa}$  slėgis.

Dėl stiprių vandenilinių ryšių tarp molekulių (plačiau žr. 4 skyrių „Tarpmolekulinės sąveikos jėgos“) vyksta vandens molekulių asociacija. Vandens formulė užrašoma taip:  $(\text{H}_2\text{O})_n$ , čia  $n = 4$ , kai  $t = 20 \text{ }^\circ\text{C}$ , ir  $n = 1$ , kai  $t = 100 \text{ }^\circ\text{C}$ .

Vanduo reaguoja su vieninėmis ir sudėtinėmis medžiagomis.



## Reakcijų pavyzdžiai

<p><b>Vieninių medžiagų reakcijos su vandeniu</b></p>	<p><b>1. Su šarminiais ir šarminių žemių metalais, o kaitinant ir su kitais metalais</b></p> $\text{Ca(k)} + 2\text{H}_2\text{O(s)} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2\text{(aq)} + \text{H}_2\text{(d)}$ $3\text{Fe(k)} + 4\text{H}_2\text{O(s)} \xrightarrow{\Delta} \text{Fe}_3\text{O}_4\text{(k)} + 4\text{H}_2\text{(d)}$ <p><b>2. Su halogenais</b></p> $2\text{F}_2\text{(d)} + 2\text{H}_2\text{O(s)} \rightarrow 4\text{HF(aq)} + \text{O}_2\text{(d)}$ $\text{Cl}_2\text{(d)} + \text{H}_2\text{O(s)} \rightleftharpoons \text{HClO(aq)} + \text{HCl(aq)}$
---	--



<b>Sudėtinių medžiagų reakcijos su vandeniu</b>	<ol style="list-style-type: none"> <li>1. Su oksidais (baziniais ir rūgštiniais) <math display="block">\text{CaO(k)} + \text{H}_2\text{O(s)} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2\text{(aq)}</math> <math display="block">\text{SO}_2\text{(d)} + \text{H}_2\text{O(s)} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{SO}_3\text{(aq)}</math> </li> <li>2. Su joniniais metalų hidridais <math display="block">\text{KH(k)} + \text{H}_2\text{O(s)} \rightarrow \text{KOH(aq)} + \text{H}_2\text{(d)}</math> </li> <li>3. Sudaro kristalohidratus <math display="block">\text{CuSO}_4\text{(k)} + 5\text{H}_2\text{O(s)} \rightarrow \text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O(k)}</math> </li> <li>4. Nesočiųjų organinių junginių hidratacija <math display="block">\text{CH}_2=\text{CH}_2\text{(d)} + \text{H}_2\text{O(s)} \xrightarrow{[\text{H}^+]} \text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH(s)}</math> <math display="block">\text{CH}\equiv\text{CH(d)} + \text{H}_2\text{O(s)} \xrightarrow{[\text{Hg}^{2+}]} \text{CH}_3\text{CHO(s)}</math> </li> </ol>
---	--

Vandenyje tirpsta dauguma medžiagų.

## 13.2. Vandens kietumas

Vandens kietumą lemia ištirpusios kalcio ir magnio druskos. Vanduo gali būti **karbonatinio**, arba **laikinojo**, ir **nekarbonatinio**, arba **pastoviojo**, kietumo. Laikinąjį vandens kietumą sudaro **kalcio ir magnio hidrokarbonatai**, o pastovųjį – šių metalų stipriųjų rūgščių druskos (sulfatai ir chloridai). **Bendrasis** vandens **kietumas** priklauso nuo bendro vandenyje ištirpusių Ca ir Mg druskų kiekio.

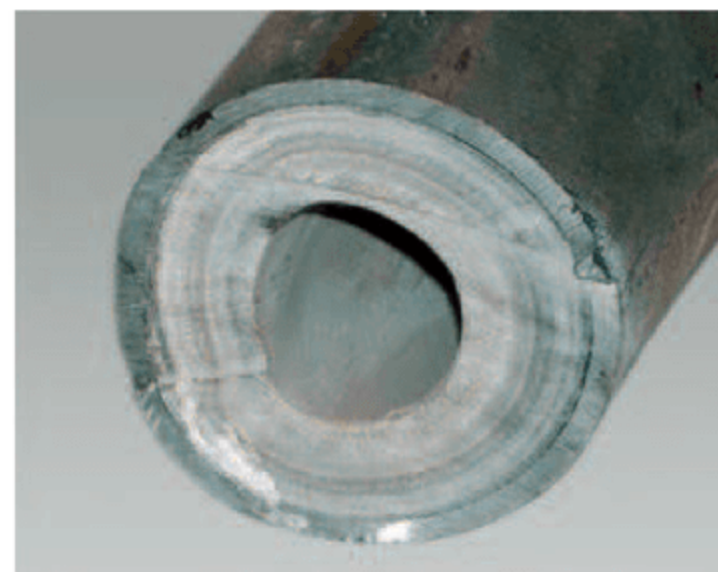
Vandens kietumas dabar matuojamas sutartiniu vienetu, t. y.  $\text{Ca}^{2+}$  ir  $\text{Mg}^{2+}$  jonų (arba jų druskų) **milimolių skaičiumi viename litre** vandens (mmol/l).

Jei bendrasis kietumas yra ne daugiau kaip 0,75 mmol/l, vanduo laikomas labai minkštu, jei 0,75–1,5 mmol/l – minkštu, jei 1,5–2,7 mmol/l – vidutiniu, 2,7–5,35 mmol/l – kietu, o jei didesnis kaip 5,35 mmol/l – labai kietu. Minkščiausias yra lietaus vanduo (0,035–0,05 mmol/l). Daugumos upių vanduo taip pat minkštas. Kiečiausias – jūrų ir vandenynų vanduo.

Karbonatinis vandens kietumas vadinamas laikinuoju, nes jis pašalinamas virinant vandenį. Kai  $t > 60\text{ }^\circ\text{C}$ , hidrokarbonatai skyla, o jų skilimo produktai nusėda ant indo sienelių – susidaro **nuovirų**.



Pastovųjį kietumą sudarančios druskos, virinant vandenį, neskyla ir nuovirų nesudaro. Vartojant kietą vandenį, nuosėdų – nuovirų sluoksniu pasidengia garų katilai, blogėja technologiniai pro-



**29 pav.** Nuosėdomis apsinešęs karšto vandens vamzdis



cesai, prastėja tokiaame vandenyje verdamo maisto skonis. Vandenį pakaitinus daugiau kaip 60 °C, prasideda hidrokarbonatų skilimas ir susidaro mažai tirpūs karbonatai. Nuosėdomis apsinešusių įrenginių (29 pav.) šiluminis laidumas sumažėja, plieninio katilo sienelės perkaista.

### ***Uždavinio pavyzdys***

Apskaičiuokite vandens kietumą, jei 250 l vandens yra ištirpę 81 g kalcio hidrokarbonato.

### ***Sprendimas***

Apskaičiuojame druskos masę, ištirpusią 1 l vandens:

250 l vandens – 81 g  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ ;

1 l –  $x$  g;

$x = 0,324 \text{ g} = 324 \text{ mg } \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ .

Apskaičiuojame vandens kietumą:

$M(\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2) = 162 \text{ g/mol}$ , o tai atitiks 162 mg/mmol;

162 mg  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$  – 1 mmol;

324 mg –  $y$  mmol;

$y = 2 \text{ mmol } \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ .

*Atsakymas:* vandens kietumas 2 mmol/l.

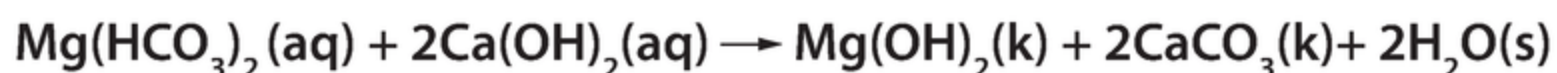
## **13.3. Vandens minkštinimas**

Pramonėje dažniausiai vartojamas minkštas vanduo. ***Vandens minkštinimas*** – dalinis arba visiškas kalcio ir magnio jonų pašalinimas iš vandens.

Karbonatinį kietumą sudarančios druskos paverčiamos mažai tirpiomis druskomis terminiu ar cheminiu būdu. Nekarbonatinį kietumą sudarančios druskos paverčiamos netirpiomis veikiant cheminiais reagentais.

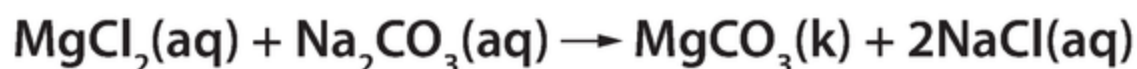
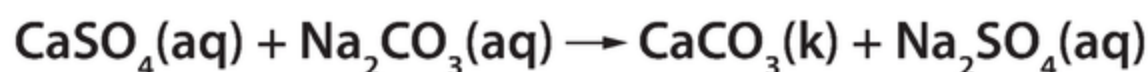
Taikant ***terminį*** būdą, vanduo kaitinamas  $> 60 \text{ }^\circ\text{C}$  temperatūroje arba virinamas, hidrokarbonatai skyla ir susidaro mažai tirpūs karbonatai (žr. p. 133).

Taikant ***cheminį*** būdą, vanduo minkštinamas ***gesintomis kalkėmis***. Susidaro mažai tirpios  $\text{CaCO}_3$  ir  $\text{Mg}(\text{OH})_2$  nuosėdos.



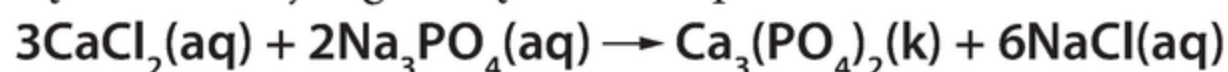
Kalkių dedama tik tiek, kiek reikia karbonatiniam kietumui pašalinti.

Nekarbonatiniam vandens kietumui pašalinti cheminiu būdu dažniausiai naudojama kalcinuotoji soda  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ .



Dažniausiai vanduo minkštinamas kalkių ir sodos mišiniu.

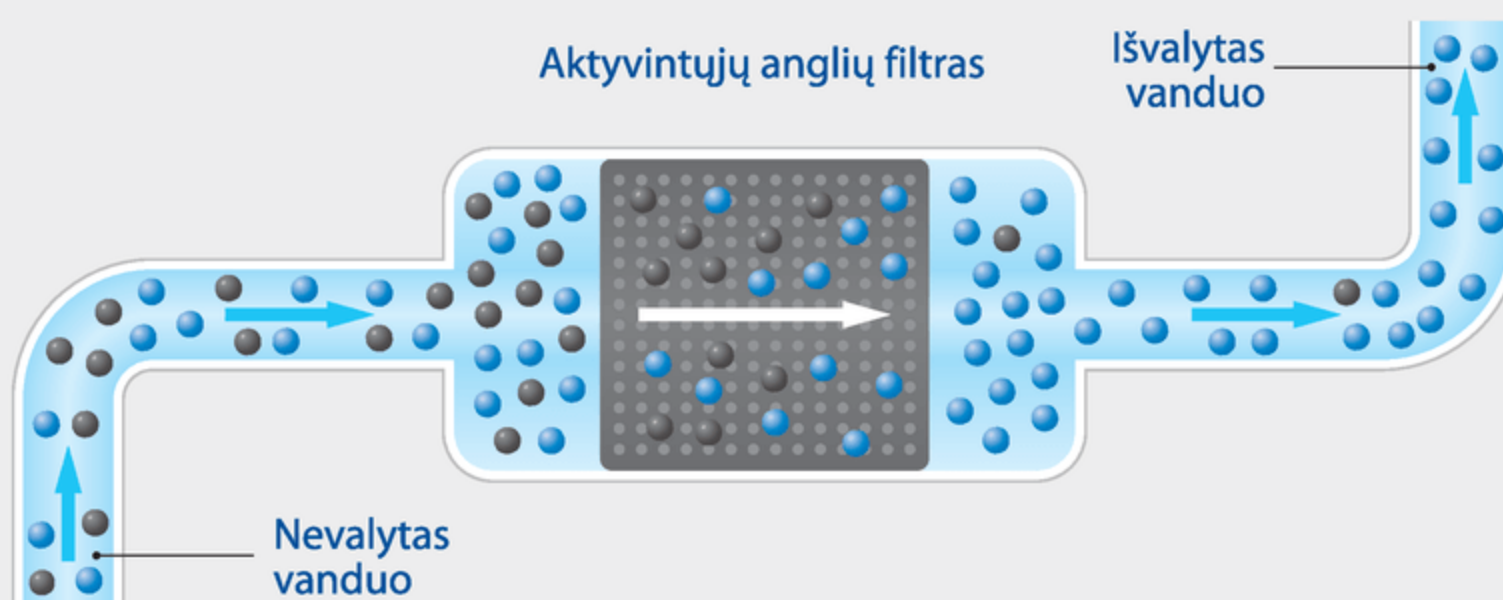
Kartais vanduo papildomai minkštinamas *fosfatiniu* metodu, naudojant  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ . Kalcio ir magnio jonų likučiai sujungiami į mažai tirpius fosfatus.



Skalbiant rekomenduojama į skalbykles įberti miltelių „Calgon“. Šiame minkštiklyje yra  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ , kuris tirpdamas kietame vandenyje sukelia minėtą reakciją (fosfatinis metodas).

Pramonės įmonėse taikomas jonų mainų, naudojant *aliumosilikatus* ir *organinių dervų jonitus*, metodas. Jonitinis vandens minkštinimas, nors ir taikomas kiekvienoje katilinėje, yra labai brangus. Toks  $1 \text{ m}^3$  vandens minkštinimas kainuoja ~2 litus. Be to, svarbus ir ekologinis veiksnys, nes regeneravimo produktai išleidžiami į kanalizaciją, o dažnai ir tiesiai į vandens telkinius. Šių trūkumų neturi *magnetinis vandens minkštinimas*. Jis taikomas elektriniuose vandens šildytuvuose, kad nesusidarytų Ca ir Mg nuovirų.

Vandeniui valyti naudojami aktyvintųjų anglių filtrai (30 pav.): jie adsorbuoja kvapus, organines medžiagas ir chloro likučius. Šiais filtrais pašalinamos nuodingosios dujos (radonas ar divandenilio sulfidas) ir daug kitų vandenyje ištirpusių organinės kilmės medžiagų.



30 pav. Aktyvintųjų anglių panaudojimas vandeniui valyti

### Uždavinio pavyzdys

Koks turi būti 15 % (tankis  $1,15 \text{ g/ml}$ ) sodos tirpalo tūris, kad suminkštėtų  $1 \text{ m}^3$   $5 \text{ mmol/l}$  kietumo vandens, kuriame ištirpęs tik  $\text{MgCl}_2$ ?



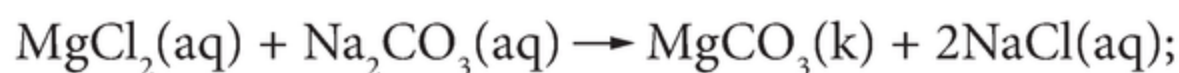
**Sprendimas**

Apskaičiuojame magnio chlorido, ištirpusio 1 m<sup>3</sup> 5 mmol kietumo vandens, masę:

$M(\text{MgCl}_2) = 95 \text{ g/mol}$ , o tai atitiks 95 mg/mmol;

$m(\text{MgCl}_2) = 95 \text{ mg/mmol} \cdot 1000 \text{ l} \cdot 5 \text{ mmol/l} = 475000 \text{ mg} = 475 \text{ g}$ .

Apskaičiuojame vandens kietumui sumažinti naudojamos sodos masę:



95 g  $\text{MgCl}_2$  – 106 g  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ;

475 g –  $x$  g;

$x = 424 \text{ g Na}_2\text{CO}_3$ .

Apskaičiuojame sodos ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ) tirpalo masę:

100 g sodos tirpalo – 15 g  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ;

$y$  g – 424 g;

$y = 2826,7 \text{ g sodos tirpalo}$ .

Apskaičiuojame sodos ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ) tirpalo tūrį:

$$V = \frac{2826,7 \text{ g}}{1,15 \text{ g/ml}} = 2457,97 \text{ ml} = 2,458 \text{ l}.$$

*Atsakymas:* vandeniui suminkštinti reikia sunaudoti 2,458 l 15 % sodos tirpalo.



[www.mkp.emokykla.lt/imo/lt](http://www.mkp.emokykla.lt/imo/lt) ir [www.mkp.emokykla.lt/saugi-chemija](http://www.mkp.emokykla.lt/saugi-chemija)

**Atsakykite į klausimus ir išspręskite uždavinius**

1. Nekarbonatinis vandens kietumas yra 0,9 mmol/l. Kiek mililitrų 15 % natrio karbonato tirpalo (tankis 1,16 g/cm<sup>3</sup>) reikia įpilti į 300 litrų vandens norint pašalinti vandens kietumą?
2. Kalcio sulfato tirpumas kambario temperatūros vandenyje  $8 \cdot 10^{-3} \text{ mol/l}$ . Apskaičiuokite vandens kietumą mmol/l.
3. Kokiu paprasčiausiu būdu buityje galima suminkštinti karbonatinio kietumo vandenį?
4. Kodėl kalcio ir magnio druskos, ištirpusios kietame vandenyje, kenkia vandentiekams, šiluminiam įrenginiams ir technologiniams procesams?
5. 10 l kieto vandens yra 162 g ištirpusio kalcio hidrokarbonato. Koks dujų tūris (STP) išsiskirs kaitinant 1 l tokio vandens, jei suskils visa ištirpusi druska?

# NEMETALAI

Nemetalai yra išsidėstę periodinės elementų sistemos dešinėje (31 pav.). Tai  $p$  elementai (išskyrus vandenilį ir helį). Nemetalų atomuose elektronus smarkiai traukia branduolys. Inertinių dujų atomai turi užpildytą paskutinį energijos lygmenį, kuriame yra 2 (He) arba 8 elektronai (visų kitų inertinių dujų).

Trumpėja atomo spindulys, EN didėja

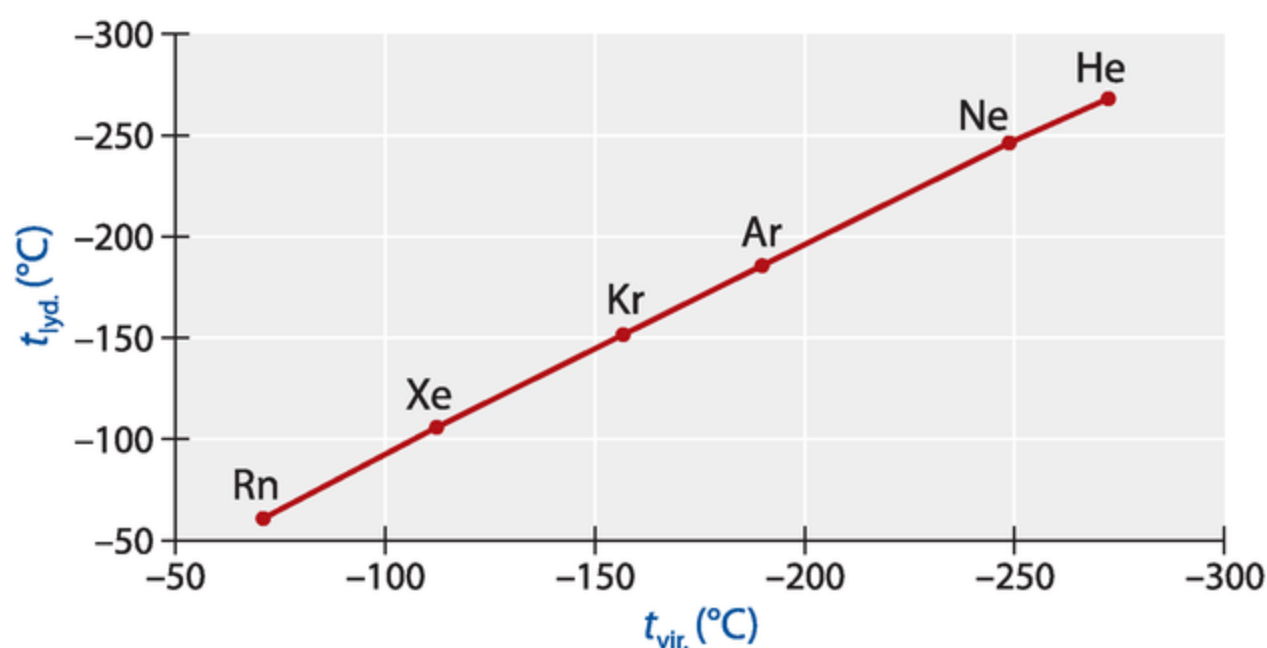
Ilgėja atomo spindulys, EN mažėja

$1s^1$								$1s^2$		
H								He		1 periodas
		$s^2p^1$	$s^2p^2$	$s^2p^3$	$s^2p^4$	$s^2p^5$	$s^2p^6$			
		B(k)	C(k)	N(d)	O(d)	F(d)	Ne(d)			2 periodas
			Si(k)	P(k)	S(k)	Cl(d)	Ar(d)			3 periodas
				As(k)	Se(k)	Br(s)	Kr(d)			4 periodas
					Te(k)	I(k)	Xe(d)			5 periodas
						At(k)	Rn(d)			6 periodas

Atominė kristalinė gardelė  
 Molekulinė kristalinė gardelė

31 pav. Bendroji nemetalų charakteristika

Iš 32 paveikslo matyti, kad kuo didesnė inertinių dujų santykinė atominė masė, tuo aukštesnė jų virimo ir lydymosi temperatūra.



32 pav. Inertinių dujų virimo ir lydymosi temperatūrų priklausomybė

Prisiminkite 11 klasės kursą: organinių junginių molinės masės įtaką jų virimo ir lydymosi temperatūrai.



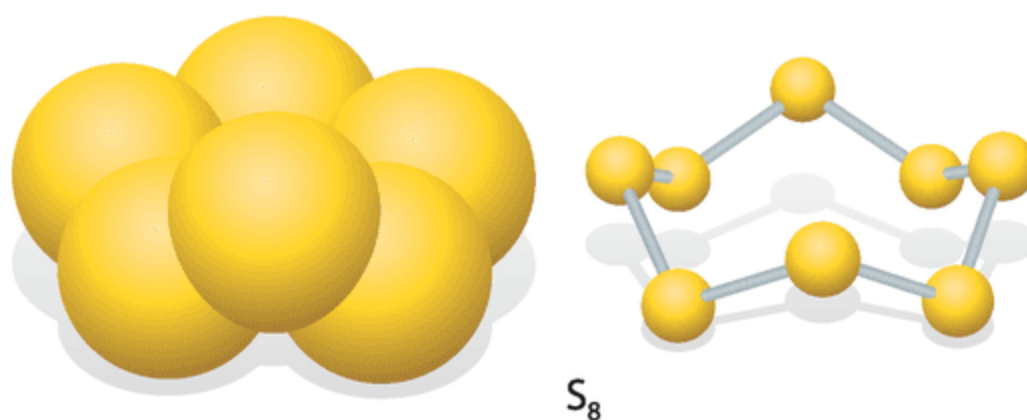
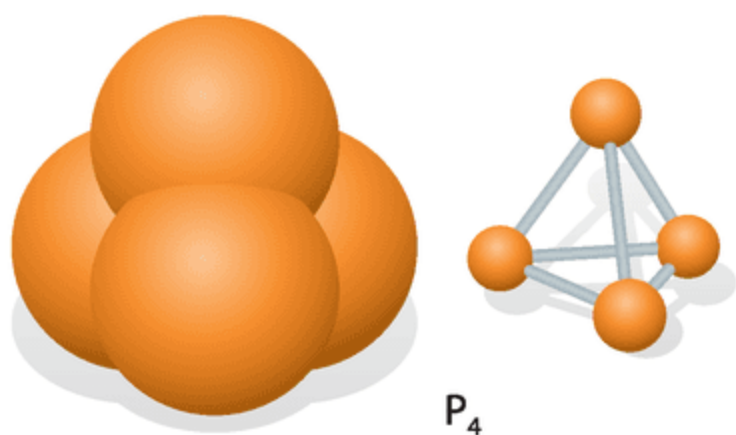
He ir Ar naudojamas metalurgijoje ir reaktoriuose ar kituose įrenginiuose inertinei atmosferai sudaryti; Ne, Ar, Kr ir Xe – elektrovakuuminiams prietaisams (lempoms) gaminti, o Rn – medicinoje.



Helio ir deguonies mišiniu kvėpuoja narai, atliekantys povandeninius darbus.

Dviatomės molekulės turi 7 elementai nemetalai: vandenilis, azotas, deguonis ir halogenai (fluoras, chloras, bromas ir jodas). Jų molekulėse atomai jungiasi kovalentiniais nepoliniais ryšiais.

Nemetalai gali sudaryti poliatomines molekules. Pavyzdžiui,  $O_3$  – ozonas,  $P_4$  – baltasis fosforas,  $S_8$  – rombinė sieras. Jų kristalinės gardelės yra molekulinės.



C, Si ir B atomai jungiasi kovalentiniais ryšiais, sudaro polimerines molekules:  $(C)_n$ ,  $(Si)_n$  ir  $(B)_n$ . Tokių elementų kristalinės gardelės yra atominės.

Deguoniui, fosforui, angliai ir sierai būdinga alotropija.\*

**\*Alotropija** – elemento gebėjimas sudaryti kelias vienines medžiagas.

Nemetalai blogai praleidžia šilumą ir elektros srovę. Dauguma jų ( $H_2$ ,  $N_2$ ,  $O_2$ ) kambario temperatūroje yra dujos, kai kurie nemetalai (C, S) – trapios kietosios medžiagos. Bromas kambario temperatūroje skystas.



Nemetalai, kurie turi atominę kristalinę gardelę (C, Si, B), yra kieti ir sunkiai lydūs.

Nemetalams būdinga

- 1) prisijungti elektronus ir virsti neigiamaisiais jonais (anijonais);
- 2) dauguma nemetalų oksidų yra rūgštinės prigimtys – tirpdami vandenyje, jie sudaro rūgštis.

Nemetališkosios savybės labiausiai būdingos halogenams (VIIA grupės elementams) ir deguoniui (VIA grupė).

## 14.1. Vandenilis

Vandenilis yra išskirtinis cheminis elementas, nes paskutiniame energijos lygmenyje turi tik vieną elektroną:  $s^1$ . Siekdamas užpildyti šį lygmenį, vandenilis gali prisijungti vieną elektroną. Kai vandenilis netenka elektrono, jo  $s$  orbitalė lieka laisva. Randami trys vandenilio izotopai: **protis** H ( $^1\text{H}$ ) – 99,985 %, **deuteris** D ( $^2\text{H}$ ) ir radioaktyviojo **tričio** T ( $^3\text{H}$ ) pėdsakai.

**Fizikinės savybės.** Vandenilis – pačios lengviausios, bekvapės ir bespalvės dujos. Jos blogai tirpsta vandenyje, tačiau gerai – kai kuriuose metaluose (Pd, Ni), nes pereina į atominio vandenilio būseną.

**Radimas.** Vandenilis yra labiausiai visatoje paplitęs cheminis elementas. Šios dujos sudaro 90 % Saulės masės. Žemės plutoje randama 1 % vandenilio. Jo aptinkama vandenyje, gamtinėse dujose, naftoje ir akmens anglyse.

### Gavimas

Pramonėje	Laboratorijoje
<p>1. Metano konversija (prisiminkite 11 klasės kursą).</p> $2\text{CH}_4(\text{d}) + \text{O}_2(\text{d}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{d}) \xrightarrow{\Delta} 2\text{CO}_2(\text{d}) + 6\text{H}_2(\text{d})$ $\text{CH}_4(\text{d}) + \text{H}_2\text{O}(\text{d}) \xrightarrow{\Delta, [\text{kat.}]} \text{C}(\text{d}) + 3\text{H}_2(\text{d})$ <p>2. Iš koksavimo dujų (80 % <math>\text{H}_2</math>).</p> <p>3. Metano pirolizė*.</p> $\text{CH}_4 \xrightarrow{\Delta} \text{C} + 2\text{H}_2$ <p>4. Naftos krekingas.</p>	<p>1. Druskų (ne chloridų) arba šarmų vandeninių tirpalų elektrolizė.</p> $2\text{H}_2\text{O}(\text{s}) \xrightarrow{\text{elektros srovė}} 2\text{H}_2(\text{d}) + \text{O}_2(\text{d})$ <p>2. <math>\text{Zn}(\text{k}) + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq}) \rightarrow \text{ZnSO}_4(\text{aq}) + \text{H}_2(\text{d})</math></p> <p>3. <math>2\text{Al}(\text{k}) + 2\text{NaOH}(\text{aq}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{s}) \rightarrow 2\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4](\text{aq}) + 3\text{H}_2(\text{aq})</math></p>



Pramonėje	Laboratorijoje
<p>5. Iš vandens garų ir kokso.</p> $\text{H}_2\text{O(d)} + \text{C(k)} \xrightarrow{1000\text{ }^\circ\text{C}} \text{CO(d)} + \text{H}_2\text{(d)}$	
<p>6. Iš vandens garų ir geležies.</p> $\text{H}_2\text{O(d)} + \text{Fe(k)} \xrightarrow{> 570\text{ }^\circ\text{C}} \text{FeO(k)} + \text{H}_2\text{(d)}$ $4\text{H}_2\text{O(d)} + 3\text{Fe(k)} \xrightarrow{< 570\text{ }^\circ\text{C}} \text{Fe}_3\text{O}_4\text{(k)} + 4\text{H}_2\text{(d)}$	
<p>7. Vandens arba I–IIA grupių metalų hidroksidų vandeninių tirpalų elektrolizė.</p> $2\text{H}_2\text{O(s)} \xrightarrow{\text{elektros srovė}} 2\text{H}_2\text{(d)} + \text{O}_2\text{(d)}$	

\*Prisiminkite 11 klasės organinės chemijos kursą: **pirolizė** – organinių medžiagų skaidymas aukštoje temperatūroje be oro.

**Cheminės savybės.** Vandenilio oksidacijos laipsnis **+1** arba **–1** (plačiau – „Hidridų savybių kitimo dėsninčiai“). Vandenilio molekulės yra stabilios dalelės, todėl standartinėmis sąlygomis jis nelabai aktyvus (reaguoja tik su  $\text{F}_2$ ). Vandeniliui būdingos ir reduktoriaus, ir oksidatoriaus savybės.

Reduktorius	Oksidatorius
<p>Atiduodamas elektroną, vandenilio atomas virsta protonu <math>\text{H}^+</math> (vandeniniuose tirpaluose oksonio jonų <math>\text{H}_3\text{O}^+</math>). Vandeniliui būdinga sudaryti kovalentinius polinius ryšius.</p> $2\text{H}_2\text{(d)} + \text{O}_2\text{(d)} \rightarrow 2\text{H}_2\text{O(s)} \text{ (sprogsta)}$ $3\text{H}_2\text{(d)} + \text{N}_2\text{(d)} \rightleftharpoons 2\text{NH}_3\text{(d)}$ $\text{H}_2\text{(d)} + \text{F}_2\text{(d)} \rightarrow 2\text{HF(d)} \text{ (sprogsta bet kokioje temperatūroje)}$	<p>Vandeniliui reaguojant su šarminiais ir šarminių žemių metalais, susidaro hidrido jonai <math>\text{H}^-</math>.</p> $\text{H}_2\text{(d)} + 2\text{Na(k)} \rightarrow 2\text{NaH(k)}$ $\text{H}_2\text{(d)} + \text{Ca(k)} \rightarrow \text{CaH}_2\text{(k)}$
$\text{H}_2\text{(d)} + \text{Cl}_2\text{(d)} \rightarrow 2\text{HCl(d)} \text{ (smarkiai apšvietus vyksta radikalinė reakcija, žr. p. 143)}$	
<p>Su <math>\text{Br}_2</math> ir <math>\text{I}_2</math> reakcija nevyksta iki galo.</p> $\text{H}_2\text{(d)} + \text{S(k)} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{S(d)} \text{ (150–200 }^\circ\text{C)}$ <p>Naudojamas metalurgijos pramonėje (žr. p. 102).</p>	

**Naudojimas.** Vandenilis naudojamas HCl, NH<sub>3</sub> sintetinti, metalų oksidams iš rūdų redukuoti ir organiniams junginiams gauti: hidrinimo reakcijose, metanolio gavimo ir kt.

## 14.2. VIIA grupės nemetalai

Paskutiniame energijos lygmenyje halogenai turi 7 elektronus:  $s^2p^5$ . Halogenai – VIIA grupės elementai.



### Fizikinės savybės

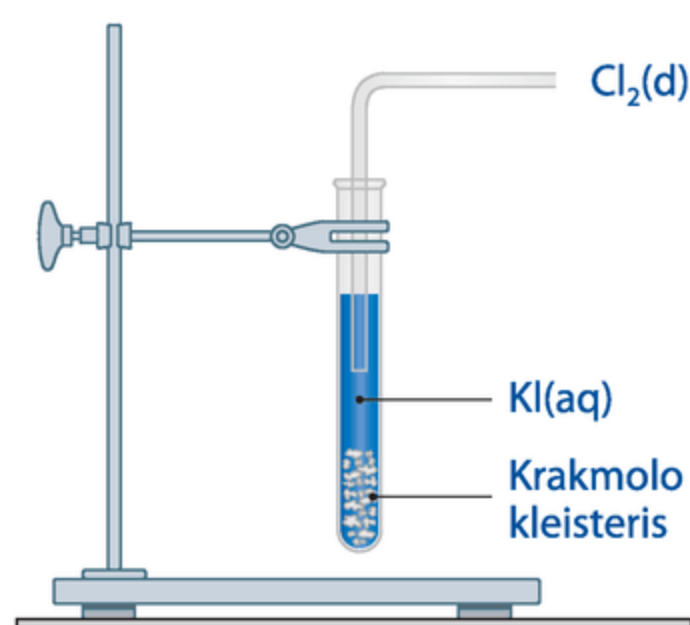
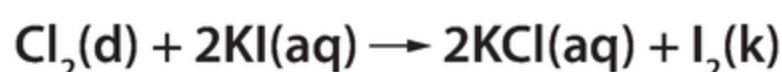


**Radimas.** Fluoro randama fluorite CaF<sub>2</sub>, fluorapatite 3Ca<sub>3</sub>(PO<sub>4</sub>)<sub>2</sub>·CaF<sub>2</sub>; chloro – valgomajoje druskoje NaCl ir silvinite NaCl·KCl; bromo ir jodo – jūros vandenyje.

**Cheminės savybės.** Halogenai – stiprūs oksidatoriai, reaguojantys su metalais, nemetalais ir sudėtinėmis medžiagomis.



Halogenas išstumia iš halogenidų tirpalų halogenus, esančius halogenų eilėje dešiniau nuo jo.





**?** Paaiškinkite, kodėl vandeniniame KI tirpale tirpdomas krakmolo kleisteris.

Iš halogenų labiausiai reaktyvus  $F_2$ .

Reakcijos su vieninėmis medžiagomis	Reakcijos su sudėtinėmis medžiagomis
$H_2(d) + F_2(d) \rightarrow 2HF(d)$ $Si(k) + 2F_2(d) \rightarrow SiF_4(d)$ $2Na(k) + F_2(d) \rightarrow 2NaF(k)$	$2H_2O(s) + 2F_2(d) \rightarrow 4HF(aq) + O_2(d)$ $SiO_2(k) + 2F_2(d) \rightarrow SiF_4(d) + O_2(d)$
$Xe(d) + 2F_2(d) \rightarrow XeF_4(d)$	
Fluoro terpėje dauguma metalų dega.	

$Cl_2$  irgi labai reaktyvus, tačiau tamsoje su vandeniliu nereaguoja.  $Br_2$  nėra toks reaktyvus. Mažiausiai reaktyvus  $I_2$ , reakcija su vandeniliu vyksta tik 300 °C temperatūroje.

Halogenų junginiai su vandeniliu (**HHal**) yra dujos, labai tirpios vandenyje (apie jų savybes plačiau – „Hidridų savybių kitimo dėsniumai“).

HF rūgštis tirpdo stiklą:



HHal sudaro druskas: fluoridus, chloridus, bromidus ir jodidus. Jų kokybines reakcijas žr. p. 244. Fluoro junginiai tirpūs, išskyrus  $CaF_2$  – susidaro baltos nuosėdos.

### Gavimas

- 1)  $CaF_2(k) + H_2SO_4(aq) \rightarrow CaSO_4(k) + 2HF(d)$
- 2)  $H_2(d) + Cl_2(d) \xrightarrow{\Delta} 2HCl(d)$
- 3)  $NaCl(k) + H_2SO_4(s) \rightarrow HCl(aq) + NaHSO_4(aq)$

**Naudojimas.** Daug žmonių įsitikinę, kad geriausia ėduonies profilaktika – vartoti dantų pastas su fluoru. Tai tiesa, tačiau odontologai pataria jomis valytis tik tiems, kurių dantys dar nėra pažeisti ėduonies. Kiti turėtų rinktis pastas, kuriose yra mineralų ir vitaminų. Dantų pastos su fluoru netinka ir žmonėms, nešiojantiems dantų protezus ar turintiems implantus, nes per didelė fluoro koncentracija



gali pradėti juos tirpdyti. Pastų su fluoru geriau nevartoti Klaipėdos, Krėtingos ir Varenės rajonų gyventojams. Mat šių vietovių geriamajame vandenyje yra labai didelė fluoro koncentracija. Fluoro perteklius sukelia fluorozę, kurią gydyti taip pat sunku kaip ir parodontozę.

### 14.3. Chloras

Chloro oksidacijos laipsniai: +1, +3, +5, +7 (deguonies turinčiuose junginiuose) ir –1 (chloriduose).

**Fizikinės savybės.** Gelsvai žalsvos, nuodingos, mažai tirpios vandenyje dujos.

**Radimas.** Chloro randama minerale halite NaCl, silvinite NaCl·KCl, silvine KCl, karنالite  $\text{MgCl}_2 \cdot \text{KCl} \cdot 6\text{H}_2\text{O}$  ir kituose mineraluose.

**Cheminės savybės.** Chloras yra stiprus oksidatorius. Reaguoja su vieninėmis ir sudėtinėmis medžiagomis.

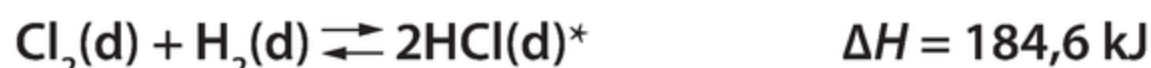
Reaguoja su vieninėmis medžiagomis	Reaguoja su sudėtinėmis medžiagomis
$1. 2\text{Fe(k)} + 3\text{Cl}_2(\text{d}) \xrightarrow{\Delta} 2\text{FeCl}_3(\text{k})$ $2. 2\text{P(k)} + 5\text{Cl}_2(\text{d}) \xrightarrow{\Delta} 2\text{PCl}_5(\text{k})$ $3. \text{Cu(k)} + \text{Cl}_2(\text{d}) \xrightarrow{\Delta} \text{CuCl}_2(\text{d})$ <p>4. Su vandeniliu reaguoja šviesoje – vyksta radikalinė reakcija.</p> $\text{Cl}_2 \xrightarrow{\text{apšvietimas}} \text{Cl} \cdot + \text{Cl} \cdot$ $\text{H}_2 + \text{Cl} \cdot \rightarrow \text{HCl} + \text{H} \cdot$ $\text{H} \cdot + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{HCl} + \text{Cl} \cdot$ $\text{H} \cdot + \text{Cl} \cdot \rightarrow \text{HCl}$ <p>(grandinė nutrūksta)</p> <p>5. Su <math>\text{N}_2</math>, C ir <math>\text{O}_2</math> tiesiogiai nereaguoja.</p>	<p>1. Išstumia bromą ir jodą iš halogenidų tirpalų.</p> $\text{Cl}_2(\text{d}) + 2\text{KBr(aq)} \rightarrow 2\text{KCl(aq)} + \text{Br}_2(\text{s})$ <p>2. Su organinėmis medžiagomis dalyvauja pakaitų ir prisijungimo reakcijose.</p> $\text{C}_3\text{H}_8(\text{d}) + \text{Cl}_2(\text{d}) \rightarrow \text{C}_3\text{H}_7\text{Cl(s)} + \text{HCl(d)}$ $\text{H}_2\text{C=CH}_2(\text{d}) + \text{Cl}_2(\text{d}) \rightarrow \text{ClH}_2\text{C-CH}_2\text{Cl(s)}$ <p>3. Su vandeniu.</p> $\text{H}_2\text{O(s)} + \text{Cl}_2(\text{d}) \rightarrow \text{HCl(aq)} + \text{HClO(aq)}$ <p style="text-align: right;">Hipochlorito rūgštis</p> <p>4. Su šarminiais tirpalais.</p> $2\text{KOH(aq)} + \text{Cl}_2(\text{d}) \xrightarrow{\text{šaltyje}} \text{KCl(aq)} + \text{KClO(aq)} + \text{H}_2\text{O(s)}$ $6\text{KOH(aq)} + 3\text{Cl}_2(\text{d}) \xrightarrow{\Delta} 5\text{KCl(aq)} + \text{KClO}_3(\text{aq}) + 3\text{H}_2\text{O(s)}$ <p>5. Su gesintomis kalkėmis.</p> $\text{Ca(OH)}_2(\text{aq}) + \text{Cl}_2(\text{d}) \rightarrow \text{H}_2\text{O(s)} + \text{CaCl(OCl)(aq)}$ <p style="text-align: right;">Chlorkalkės</p>



## Gavimas

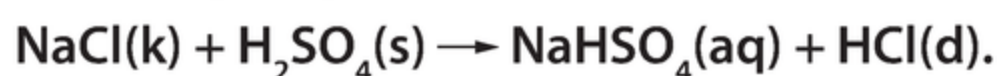
Pramonėje	NaCl vandeninio tirpalo elektrolizė (žr. p. 122)
Laboratorijoje	$16\text{HCl} + 2\text{KMnO}_4 \rightarrow 2\text{MnCl}_2 + 5\text{Cl}_2 + 2\text{KCl} + 8\text{H}_2\text{O}$ arba $2\text{HCl} + \text{CaOCl}_2 \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{CaCl}_2$

**Naudojimas.** Chloras naudojamas druskos rūgščiai gauti.



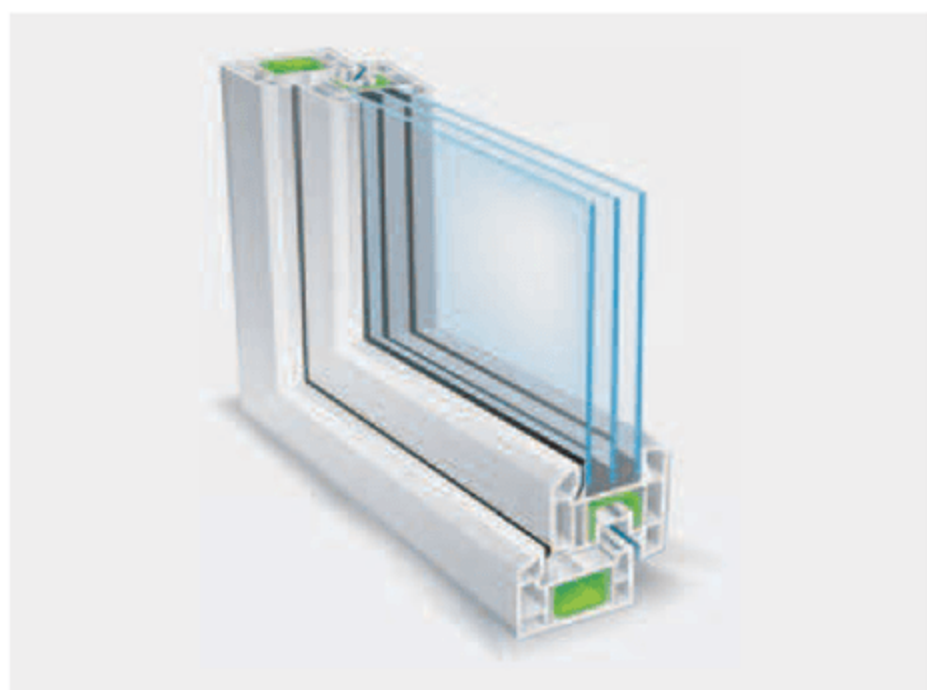
HCl dujos tirpdamos vandenyje ir gaunama druskos rūgštis.

\*Laboratorijoje druskos rūgštis gaunama:



HCl dujos tirpdamos vandenyje ir gaunama druskos rūgštis.

Chloras plačiai naudojamas organiniams junginiams sintetinti (prisiminkite angliavandenilių pakaitų reakcijas), polimerams, balikliams ir chlorkalkėms gaminti (žr. reakcijas su sudėtinėmis medžiagomis).



Lango profilis, pagamintas iš chlorinto polimero



Baliklis, vartojamas buityje

## Chloro junginiai

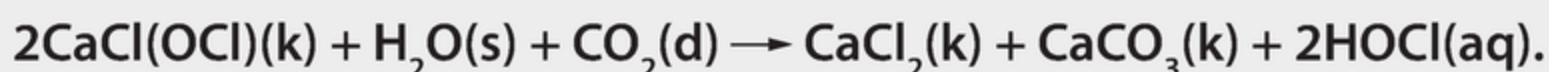
**HCl** – aštraus kvapo bespalvės dujos, labai tirpios vandenyje (400 l HCl ištirpsta 1 l vandens, koncentruota rūgštis 37–40 %). Vandeninis vandenilio chlorido tirpalas vadinamas **druskos rūgštimi**. Jai būdingos reduktoriaus savybės:



Druskos rūgštis reaguoja su dauguma metalų (žr. p. 107). Druskos rūgšties druskos – chloridai yra joniniai junginiai, labai tirpūs vandenyje (išskyrus  $\text{AgCl}$ ,  $\text{PbCl}_2$ ,  $\text{Hg}_2\text{Cl}_2$ ,  $\text{CuCl}$ ). Kokybinę chloridų reakciją žr. p. 244.

Chloro junginiai naudojami dezinfekcijai, pavyzdžiui, chlorkalkėmis  $\text{CaCl}(\text{OCl})$  dezinfekuojamas baseinų vanduo.

Chlorkalkės drėgname ore reaguoja su anglies(IV) oksidu:



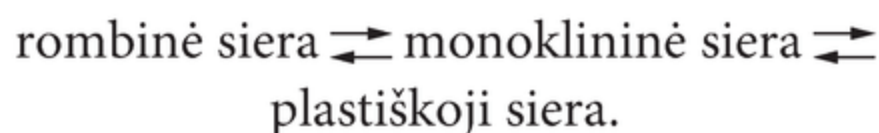
Susidariusi hipochlorito rūgštis yra nestabili ir suyra:



## 14.4. Siera

Siera priklauso chalkogenams (VIA grupė): S, Se ir Te. Paskutiniame energijos lygmenyje turi 6 valentinius elektronus:  $s^2p^4$ . Sieros oksidacijos laipsniai (OL):  $-2$ ,  $+4$  ir  $+6$ .

**Fizikinės savybės.** Siera yra geltonos spalvos kristalinė medžiaga, kuriai būdinga alotropija:



**Radimas.** Gamtoje sieros randama ir elementinės, ir junginiuose: pirite  $\text{FeS}_2$ , galenite  $\text{PbS}$ , gamtiniame gipse  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  ir kt.



Gamtinės sieros kristalai

### Gavimas

- 1) gryninant elementinę sierą
- 2)  $2\text{H}_2\text{S}(\text{d})$  (perteklius) +  $\text{O}_2(\text{d}) \rightarrow 2\text{S}(\text{k}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{s})$
- 3)  $2\text{H}_2\text{S}(\text{d}) + \text{SO}_2(\text{d}) \rightarrow 3\text{S}(\text{k}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{s})$

**Cheminės savybės.** Siera šaltyje mažai reaktyvi, tačiau kaitinant reaktyvumas didėja. Sierai būdingos ir oksidatoriaus, ir reduktoriaus savybės.

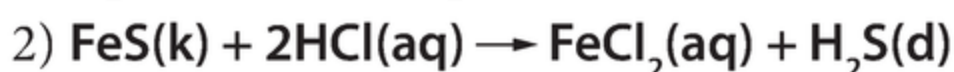
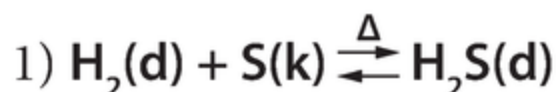
Oksidatorius	$\text{Fe}(\text{k}) + \overset{0}{\text{S}}(\text{k}) \xrightarrow{\Delta} \text{Fe} \overset{-2}{\text{S}}(\text{k})$
Reduktorius	$\overset{0}{\text{S}}(\text{k}) + \text{O}_2(\text{d}) \xrightarrow{\Delta} \overset{+4}{\text{S}}\text{O}_2(\text{d})$



### Sieros (OL –2) junginiai

$\text{H}_2\text{S}$  (*divandenilio sulfidas*) – nemalonaus supuvusių kiaušinių kvapo, bespalvės, mažai tirpios vandenyje dujos.

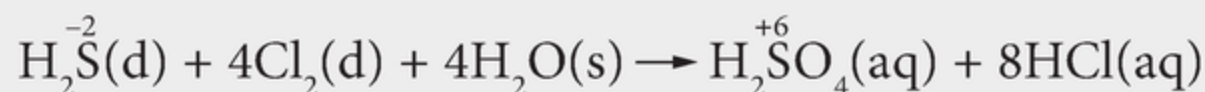
#### Gavimas



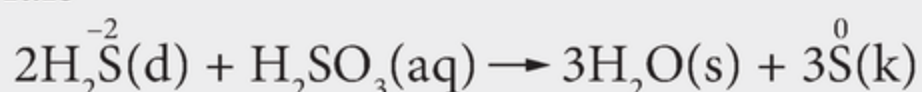
Vandeninis  $\text{H}_2\text{S}$  tirpalas – silpnoji rūgštis. Ji sudaro neutraliąsias (vandenyje tirprios tik šarminių metalų,  $\text{Ba}^{2+}$  druskos) ir rūgščiąsias druskas, t. y. sulfidus ir hidrosulfidus. Kokybinę reakciją žr. p. 245.  $\text{H}_2\text{S}$  būdingos *reduktoriaus* savybės: oksiduojasi ir tampa  $\overset{0}{\text{S}}$ , o kartais (atsižvelgiant į vyksmo sąlygas) –  $\overset{+4}{\text{S}}$  ar  $\overset{+6}{\text{S}}$ .

#### Reakcijų pavyzdžiai

Su halogenais



Su silpnais oksidatoriais



### Sieros (OL +4) junginiai

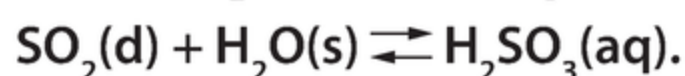
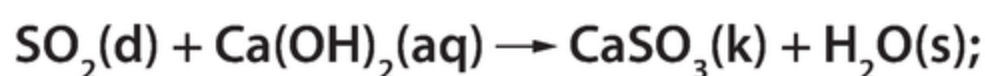
$\text{SO}_2$  randama vulkaninėse dujose. Sieros dioksidas – bespalvės, aštraus kvapo dujos (STP)\*.

#### Gavimas

Pramonėje	$1. \text{S}(\text{k}) + \text{O}_2(\text{d}) \xrightarrow{\Delta} \text{SO}_2(\text{d})$ $2. 4\text{FeS}_2(\text{k}) + 11\text{O}_2(\text{d}) \xrightarrow{\Delta} 2\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{k}) + 8\text{SO}_2(\text{d})$
Laboratorijoje	$1. \text{Na}_2\text{SO}_3(\text{aq}) + 2\text{H}_2\text{SO}_4(\text{s}) \rightarrow 2\text{NaHSO}_4(\text{aq}) + \text{SO}_2(\text{d}) + \text{H}_2\text{O}(\text{s})$ $2. \text{Cu}(\text{k}) + 2\text{H}_2\text{SO}_4(\text{s}) \xrightarrow{\text{konc.}} \text{CuSO}_4(\text{aq}) + \text{SO}_2(\text{d}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{s})$

\*Kai  $t = -10\text{ }^\circ\text{C}$ ,  $p = 101\text{ kPa}$ ,  $\text{SO}_2$  yra skystis.

$\text{SO}_2$  – rūgštinis oksidas, reaguojantis su hidroksidais ir vandeniu:



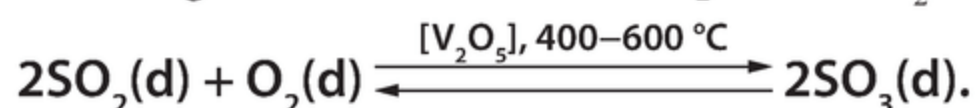
Sulfito rūgštis

Sulfito rūgštis sudaro neutraliąsias (vandenyje tirpios tik šarminių metalų druskos) ir rūgščiąsias (hidrosulfitus) druskas. Kokybinę reakciją žr. p. 245.  $\text{SO}_2$  būdingos ir **reduktoriaus**, ir **oksidatoriaus** savybės.

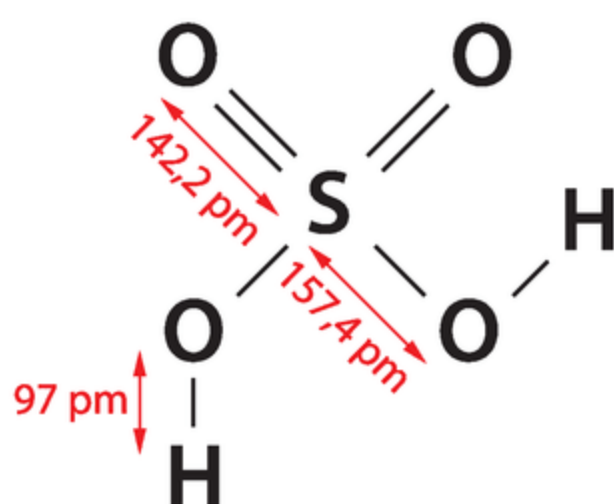
Reduktorius	Su oksidatoriais $^{+4}\text{SO}_2(\text{d}) + \text{Br}_2(\text{s}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{s}) \rightarrow \text{H}_2^{+6}\text{SO}_4(\text{aq}) + 2\text{HBr}(\text{aq})$ Ruda bromo vandens spalva blunka
Oksidatorius	Su reduktoriais $^{+4}\text{SO}_2(\text{d}) + 2\text{H}_2\text{S}(\text{d}) \rightarrow 3\overset{0}{\text{S}}(\text{k}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{s})$

### Sieros (OL +6) junginiai

$\text{SO}_3$  – dujos, gaunamos deginant kontaktiniame aparate  $\text{SO}_2$ :



$\text{SO}_3$  dujos naudojamos sieros rūgščiai gauti – adsorbcijos bokšte jas adsorbuoja koncentruota sieros rūgštis, o susidaręs produktas vadinamas **olèumu** ( $\text{SO}_3$  tirpalas sieros rūgštyje) –  $\text{SO}_3 \cdot \text{H}_2\text{SO}_4$ . Oleumas praskiedžiamas vandeniu ir gaunama 98 % koncentracijos sieros rūgštis. Ji yra stiprioji rūgštis.

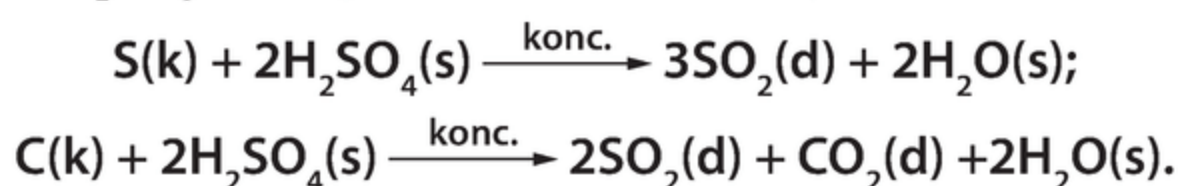


Struktūrinė  $\text{H}_2\text{SO}_4$  formulė



Tūrinis  $\text{H}_2\text{SO}_4$  modelis

Sieros rūgštis sudaro neutraliąsias ir rūgščiąsias (hidrosulfatus) druskas. Kokybinę reakciją žr. p. 245.  $\text{H}_2\text{SO}_4$  būdingos **oksidatoriaus** savybės:



Kaip metalai reaguoja su praskiesta ir koncentruota sieros rūgštimi, žr. p. 107.

Sieros rūgštis plačiai naudojama mineralinėms trąšoms gaminti, maisto, polimerų ir kitose pramonės šakose, dėl to ji vadinama „chemikų duona“.



## 14.5. Deguonis

Deguonis paskutiniame energijos lygmenyje turi 6 valentinius elektronus:  $s^2p^4$ . Būdingas oksidacijos laipsnis  $-2$ , bet gali būti ir  $-1$  (peroksiduose  $\text{Na}_2\text{O}_2$ ,  $\text{H}_2\text{O}_2$ ),  $-\frac{1}{2}$  (superoksiduose  $\text{K}_2\text{O}_4$ ), ir  $+2$  ( $\text{OF}_2$ ).

**Radimas.** Randami trys deguonies izotopai:  $^{16}\text{O}$ ,  $^{17}\text{O}$ ,  $^{18}\text{O}$ . Deguonis – labiausiai Žemės plutoje (49,1 % masės) paplitęs cheminis elementas. Atmosferoje yra ~21 % (tūrio) deguonies.

**Fizikinės savybės.** Deguonis – bespalvės, bekvapės, mažai tirpios vandenyje dujos (kai temperatūra  $20\text{ }^\circ\text{C}$ , 1 l vandens tirpsta 0,04 g  $\text{O}_2$ ),  $t_{\text{vir.}} = -183\text{ }^\circ\text{C}$ .

### Gavimas

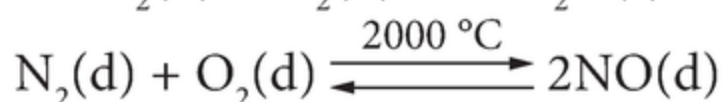
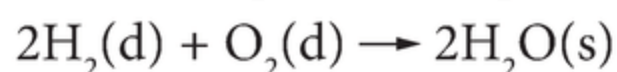
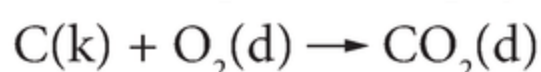
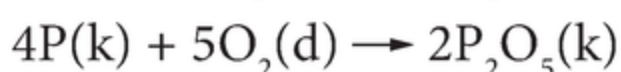
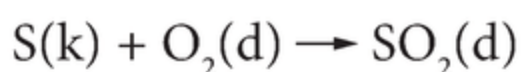
<b>Pramonėje</b>	Skystinant ir distiliuojant* orą: $t_{\text{vir.}}(\text{O}_2) = -183\text{ }^\circ\text{C}$ ; $t_{\text{vir.}}(\text{N}_2) = -196\text{ }^\circ\text{C}$ .
<b>Laboratorijoje</b>	<p>1. Druskų (ne chloridų) ir šarmų vandeninių tirpalų elektrolizė.</p> $2\text{H}_2\text{O}(\text{s}) \xrightarrow{\text{elektros srovė}} 2\text{H}_2(\text{d}) + \text{O}_2(\text{d})$ <p>2. Skaidant kalio permanganatą, vandenilio peroksidą ir Bertoleto druską.</p> $2\text{KMnO}_4(\text{k}) \xrightarrow{\Delta} \text{K}_2\text{MnO}_4(\text{k}) + \text{MnO}_2(\text{k}) + \text{O}_2(\text{d})$ $2\text{H}_2\text{O}_2(\text{aq}) \xrightarrow{[\text{kat.}]} 2\text{H}_2\text{O}(\text{s}) + \text{O}_2(\text{d})$ $2\text{KClO}_3(\text{k}) \xrightarrow{[\text{kat.}]} 2\text{KCl}(\text{k}) + 3\text{O}_2(\text{d})$

\***Distiliavimas** – skysčio vertimas garais ir garų kondensavimas (arba lakiųjų skysčių išskirstymas į skirtingo lakumo sudedamąsias dalis).

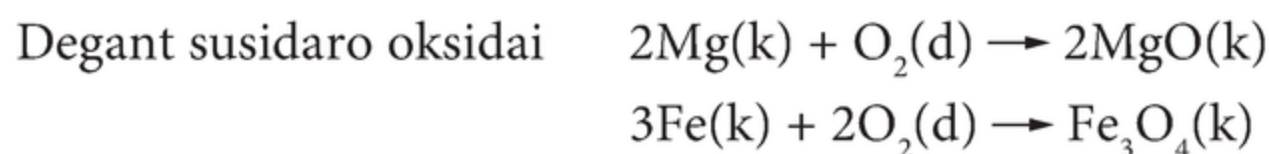
**Cheminės savybės.** Visose reakcijose su vieninėmis medžiagomis deguonis yra oksidatorius. Tiesiogiai nereaguoja su halogenais, inertinėmis dujomis, Au ir Pt.

### Reakcijų pavyzdžiai

#### 1. Reaguoja su nemetalais



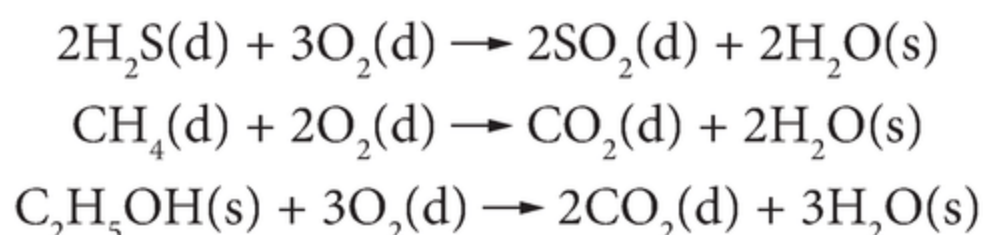
## 2. Reaguoja su metalais



Al, Cr paviršiuje susidaro tanki ištisinė apsauginė oksidų plėvelė; šarminiai metalai (išskyrus Li) sudaro peroksidus ir superperoksidus (žr. p. 148).

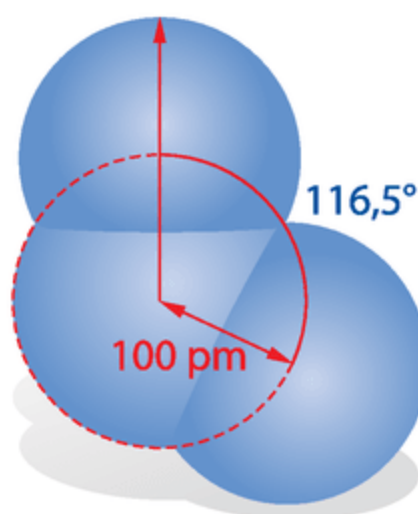
## 3. Reaguoja su sudėtinėmis medžiagomis

Kai degant yra deguonies perteklius, susidaro oksidai.



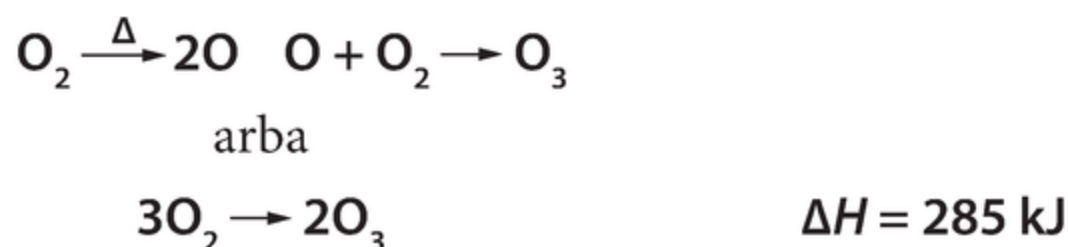
Dujinės būsenos deguonis yra dviejų alotropinių atmainų:  $\text{O}_2$  ir **ozonas**  $\text{O}_3$ . Atmosferoje ozonas susidaro žaibuojant.

Ozonas – mėlyno atspalvio dujos, kurios  $-112\text{ }^\circ\text{C}$  temperatūroje virsta tamsiai mėlynu skysčiu, o šaldomos – violetiniais kristalais. Ozono molekulės sandara:



**Įdomu.** Graikiškai ozon reiškia „skleidžiantis kvapą“. Kiekviename oro molekulių milijone yra tik 1–7 ozono molekulės.

Laboratorijoje ozonas gaunamas sukeliant elektros išlydį pro stiklinį vamzdelį leidžiamame deguonyje.

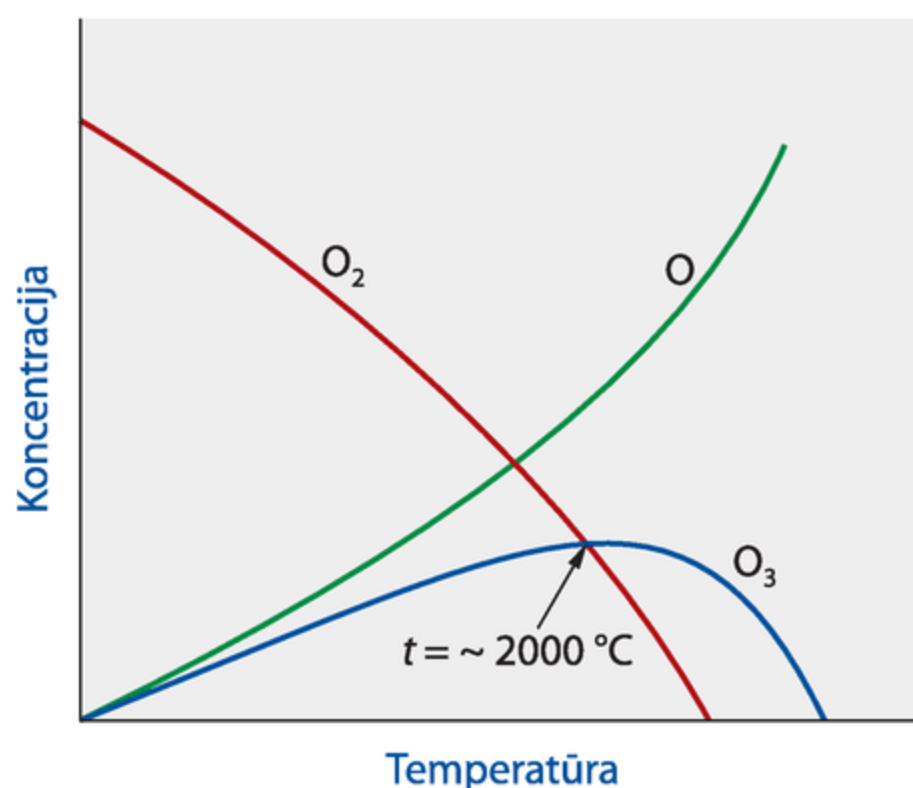


Ozono molekulės stabilios, bet šviesoje arba veikiant katalizatoriais lengvai skyla.





Iš grafiko (33 pav.) matyti, kaip junginių koncentracija kinta kylant temperatūrai.



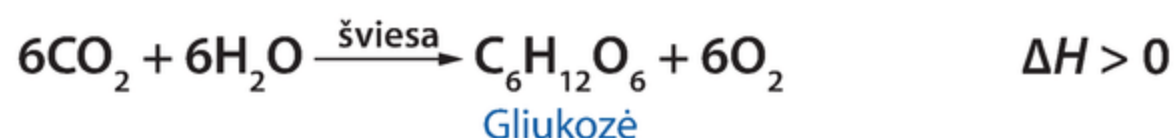
33 pav.  $O_3$ ,  $O_2$  ir  $O$  koncentracijos priklausomybė nuo temperatūros

Ozonas – nepatvari, lengvai skylanti medžiaga, kuriai būdingos stipraus oksidatoriaus savybės. Ozono kokybinė reakcija:



Išsiskyręs jodas su krakmolo kleisteriu sudaro mėlynos spalvos tirpalą.

**Naudojimas.** Deguonis naudojamas\* metalurgijos pramonėje gaminant plieną ir ketų,  $HNO_3$ ,  $H_2SO_4$  gauti, metalams suvirinti. Gamtoje deguonis būtinas kvėpavimui ir organinių medžiagų puvimo reakcijoms. Fotosintezės reakcijose, augalams sintetinant sacharidus iš anglies(IV) oksido ir vandens, išsiskiria deguonis.



\***Idomu.** Pietų Korėjos mokslininkai nustatė, kad gėlas vanduo, sumaišytas su nedideliu druskos rūgšties ir ozono kiekiu, labai greitai neutralizuoja **gripo virusą H1N1. Jis sunaikinamas vos per 5 minutes.** Rūgštinis vanduo mažina viruso aktyvumą, tačiau vanduo, kurio litre yra 10 miligramų ozono koncentracija, dar geriau dezinfekuoja. Atlikus bandymus su 43 000 įvairių virusų, paaiškėjo, kad jie visi, sureagavę su rūgštiniu vandeniu, buvo sunaikinti per 5 minutes. Mokslininkai taip pat išbandė atskirus vandens ir rūgšties, vandens ir ozono mišinius. Nors abiem atvejais virusų sumažėjo, tačiau vandens, druskos rūgšties ir ozono mišinys yra veiksmingesnis.

Pagal [www.technologijos.lt](http://www.technologijos.lt), 2009 m. lapkričio mėn. 24 d.



Apskaičiuokite tūrį, kurį užima 10 mg ozono 1 l vandens.

## 14.6. Azotas

Azotas – VA grupės elementas, kurio paskutiniame energijos lygmenyje yra 5 valentiniai elektronai:  $s^2p^3$ . Azoto oksidacijos laipsniai:  $-3, +1, +2, +3, +4$  ir  $+5$ .

**Fizikinės savybės.** Azotas – bekvapės, beskonės ir bespalvės dujos. Jos blogai tirpsta vandenyje (kai temperatūra  $20\text{ }^\circ\text{C}$ , 1 l vandens tirpsta 16 ml  $\text{N}_2$ ),  $t_{\text{vir.}} = -196\text{ }^\circ\text{C}$ .

**Radimas.** Azotas sudaro 0,01 % Žemės plutos masės ir 78,1 % atmosferos oro tūrio. Randamas junginiuose:  $\text{NaNO}_3$ ,  $\text{KNO}_3$  ir  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$  (šie nitratai vadinami salietromis), gyvųjų organizmų baltymuose, nukleorūgštyse.

### Gavimas

Pramonėje	Distiliuojant skystą orą (žr. p. 148).
Laboratorijoje	$\text{NH}_4\text{NO}_2(\text{k}) \xrightarrow{\Delta} \text{N}_2(\text{d}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{s})$

**Cheminės savybės.** Dėl trigubojo ryšio tarp atomų azoto reaktyvumas mažas. Azotui būdingos ir reduktoriaus, ir oksidatoriaus savybės.

Reduktorius	$\text{N}_2(\text{d}) + \text{O}_2(\text{d}) \xrightleftharpoons{2000\text{ }^\circ\text{C}} 2\text{NO}(\text{d})$
Oksidatorius	<p>1. Kambario temperatūroje reaguoja tik su Li, o kaitinamas ir su kitais metalais.</p> $6\text{Li}(\text{k}) + \text{N}_2(\text{d}) \rightarrow 2\text{Li}_3\text{N}(\text{k})$ $3\text{Ca}(\text{k}) + \text{N}_2(\text{d}) \xrightarrow{\Delta} \text{Ca}_3\text{N}_2(\text{k})$ <p>2. Su vandeniliu reaguoja, kai yra 20–40 MPa slėgis, 400–500 <math>^\circ\text{C}</math> temperatūra ir katalizatorius.</p> $3\text{H}_2(\text{d}) + \text{N}_2(\text{d}) \rightleftharpoons 2\text{NH}_3(\text{d})$

### Azoto junginiai

**Amoniakas** pramonėje gaunamas vandenilį jungiant su oro azotu (žr. p. 140).

Laboratorijoje amoniakas nedideliais kiekiais gaunamas taip:

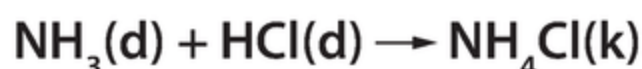




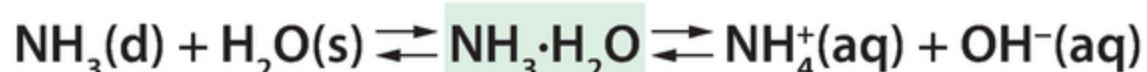
**Fizikinės savybės.** Amoniakas – bespalvės aštraus kvapo, labai tirpios vandenyje (kai temperatūra 20 °C, 1 l vandens tirpsta 700 l NH<sub>3</sub>) dujos.

**Cheminės savybės.** Amoniakui būdingos *bazinės* savybės (žr. p. 40).

Reaguojant su rūgštimis susidaro druskos.



Reaguojant su vandeniu susidaro amoniakinis vanduo.



Amoniakas turi ir reduktoriaus, ir oksidatoriaus savybių.

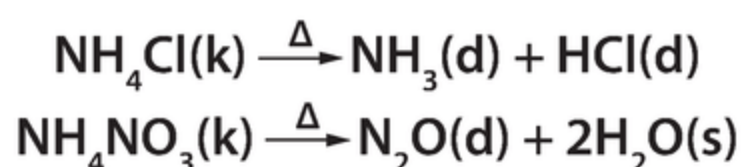
Reduktorius	Oksidatorius
Dažniausiai oksiduojasi iki N <sub>2</sub> . 1. $\text{O}_2(\text{d}) + \text{NH}_3(\text{d}) \xrightarrow{\Delta} \text{N}_2(\text{d}) + \text{H}_2\text{O}(\text{s})$ 2. $3\text{CuO}(\text{k}) + 2\text{NH}_3(\text{d}) \xrightarrow{\Delta} \text{N}_2(\text{d}) + 3\text{Cu}(\text{k}) + 3\text{H}_2\text{O}(\text{s})$	$2\text{Na}(\text{k}) + 2\text{NH}_3(\text{d}) \rightleftharpoons 2\text{NaNH}_2(\text{k}) + \text{H}_2(\text{d})$ Amidas

**?** Pirmąją oksidacijos-redukcijos reakcijos lygtį (NH<sub>3</sub> reduktorius) išlyginkite taikydami elektronų balanso būdą.

NH<sub>4</sub><sup>+</sup> druskos tirpsta vandenyje, yra stiprieji elektrolitai.



Kaitinant dauguma amonio druskų skyla.



Amonio jonų kokybinę reakciją žr. p. 244.

Žemės ūkyje naudojamos azoto trąšos (plačiau žr. 15 skyrių „Mineralinės trąšos“):

- salietros NaNO<sub>3</sub>, KNO<sub>3</sub>, NH<sub>4</sub>NO<sub>3</sub>;
- amonio sulfatas (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>;
- karbamidas (šlapalas) CO(NH<sub>2</sub>)<sub>2</sub>.

## Deguniniai azoto junginiai

Azoto oksidacijos laipsnis deguniniuose azoto junginiuose yra nevienodas: +1 (N<sub>2</sub>O diazoto okside); +2 (NO azoto okside); +3 (N<sub>2</sub>O<sub>3</sub> diazoto trioksido); +4 (NO<sub>2</sub> azoto dioksido); +5 (N<sub>2</sub>O<sub>5</sub> diazoto pentoksido). Plačiau išnagrinėkime NO ir NO<sub>2</sub>.

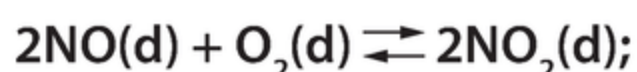
**NO** – bespalvės, mažai tirpios vandenyje dujos (kai temperatūra 20°C, 100 g vandens tirpsta 6,2 g NO). Tai druskų nesudarantis oksidas.

## Gavimas

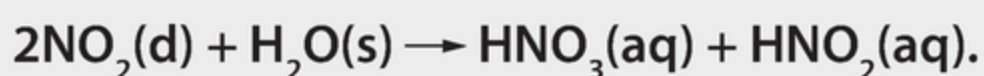
Pramonėje	Laboratorijoje
$5\text{O}_2(\text{d}) + 4\text{NH}_3(\text{d}) \xrightarrow{[\text{kat.}], \Delta} 4\text{NO}(\text{d}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{s}) \text{ (gaminant azoto rūgštį)}$	$3\text{Cu}(\text{k}) + 8\text{HNO}_3(\text{aq}) \xrightarrow{\text{prask.}} 3\text{Cu}(\text{NO}_3)_2(\text{aq}) + 2\text{NO}(\text{d}) + 4\text{H}_2\text{O}(\text{s})$

$\text{NO}_2$  – rudos spalvos dujos. Tai rūgštinis oksidas.

Azoto(IV) oksido gavimo būdai:



Tirpdant  $\text{NO}_2$  vandenyje, susidaro dvi rūgštys – nitrato ir nitrito:

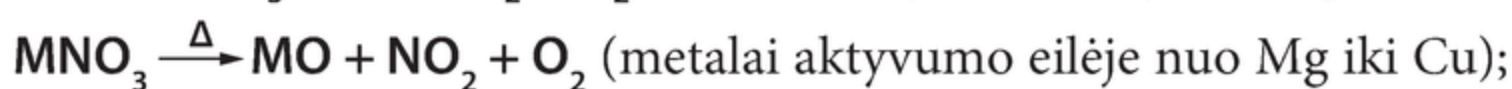
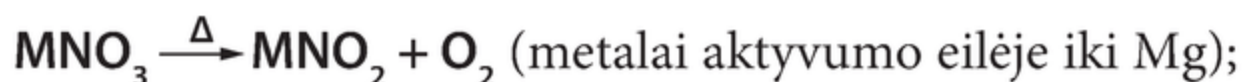


Plačiausiai naudojamas deguoninis azoto junginys – **azoto rūgštis** (nitrato rūgštis).  $\text{HNO}_3$  – bespalvis skystis, kuris su vandeniu maišosi bet koku santykiu.

## Gavimas

Pramonėje	Laboratorijoje
1 stadija: $5\text{O}_2(\text{d}) + 4\text{NH}_3(\text{d}) \xrightarrow{[\text{kat.}], \Delta} 4\text{NO}(\text{d}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{s})$	$\text{NaNO}_3(\text{k}) + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{s}) \xrightarrow{\Delta} \text{NaHSO}_4(\text{aq}) + \text{HNO}_3(\text{aq})$
2 stadija: $2\text{NO}(\text{d}) + \text{O}_2(\text{d}) \rightleftharpoons 2\text{NO}_2(\text{d})$	
3 stadija: $4\text{NO}_2(\text{d}) + \text{O}_2(\text{d}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{s}) \rightarrow 4\text{HNO}_3(\text{s})$	

Azoto rūgšties druskos gerai tirpsta vandenyje, kaitinamos skyla (žr. p. 152):



Metallų reakcijas su praskiesta ir koncentruota azoto rūgštimi žr. p. 108, o nitrato jonų kokybinę reakciją – p. 245.

Azoto rūgštis naudojama mineralinėms trąšoms, spausdintinėms plokštėms, foto-grafinėms medžiagoms gaminti, karo pramonėje.

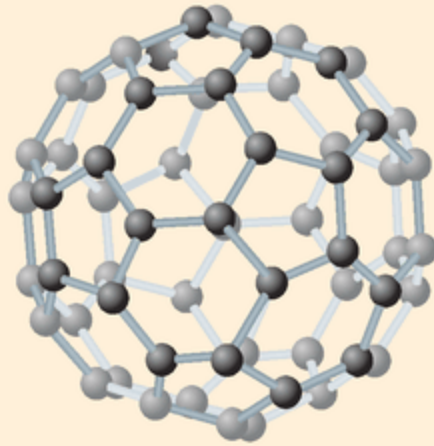


## 14.7. Anglis

Anglies paskutiniame energijos lygmenyje yra 4 valentiniai elektronai:  $s^2p^2$ . Būdingas oksidacijos laipsnis +2, dar gali būti –4 (angliavandeniliuose ir karbiduose), +4 ( $\text{CO}_2$ ).

**Radimas.** Gamtoje anglis randama organinėse medžiagose ir įvairiuose mineraluose: klintyse (kreidoje, marmure)  $\text{CaCO}_3$ , magnezite  $\text{MgCO}_3$ .

**Fizikinės savybės.** Anglis sudaro keturias alotropines atmainas.

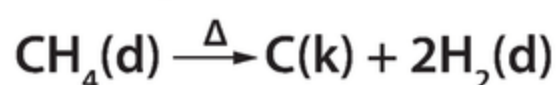
Deimantas	Grafitas	Karbinas	Fulerenas
Būdinga $sp^3$ hibridizacija*, stiprūs tetraedriniai $\sigma$ kovalentiniai ryšiai, todėl deimantas labai tvirtas ir geras izoliatorius. Gardelė pavaizduota p. 71.	Būdinga $sp^2$ hibridizacija, sluoksninė struktūra, dideli atstumai tarp atomų sluoksnių, todėl grafitas minkštas. Geras laidininkas. Gardelė pavaizduota p. 71.	Būdinga $sp$ hibridizacija: $-\text{C}\equiv\text{C}-\text{C}\equiv\text{C}-$ $=\text{C}=\text{C}=\text{C}=\text{C}=\text{C}=\text{C}=\text{C}-$ Linijinis polimeras, kietoji medžiaga.	Sudaro $\text{C}_{60}$ , $\text{C}_{70}$ ir kt. Būdinga rutulinė struktūra (panaši į futbolo kamuolį).  Tirpsta organiniuose tirpikliuose. Gaunamas garinant grafitą He terpėje.

\*Prisiminkite 11 klasės kursą: kas yra hibridizacija?

Anglinėmis medžiagomis vadinamos medžiagos, kurių pagrindas – elementinė anglis. Anglines medžiagas (suodžius, medžio ir akmens anglis) sudaro įvairios anglies alotropinės atmainos. Pavyzdžiui, medžio anglyse grafitinės mikrostruktūros yra susimaišiusios su stikliškąja anglimi ir nedideliais deimanto struktūros domenais\*.

\***Domènas** – kietojo kūno sritis, kurios fizikinės savybės skiriasi nuo gretimos srities savybių.

**Gavimas.** Gryna anglis (suodžiai) gaunama metaną skaidant pirolizės būdu.



**Cheminės savybės.** Anglis mažai reaktyvi, šaltyje reaguoja tik su  $F_2$  (susidaro  $CF_4$ ). Laboratorijose dažniausiai naudojamos aktyvintosios anglis\* arba medžio anglis. Angliai būdingos ir oksidatoriaus, ir reduktoriaus savybės.

Oksidatorius	Reduktorius
1. $Ca(k) + 2C(k) \xrightarrow{\Delta} CaC_2(k)$ Kalcio karbidas 2. $2H_2(d) + C(k) \xrightarrow{\Delta, p} CH_4(d)$ ir kt. angliavandeniliai	1. $C(k) + O_2(d) \xrightarrow{< 500\text{ }^{\circ}C} CO_2(d)$ 2. $C(k) + H_2O(s) \xrightarrow{> 1200\text{ }^{\circ}C} CO(d) + H_2(d)$ . Vandens dujos  CO ir $H_2$ mišinys vadinamas vandens dujomis. 3. $CuO(k) + C(k) \xrightarrow{\Delta} Cu(k) + CO(d)$ 4. $4HNO_3(s) + 3C(k) \rightarrow 3CO_2(d) + 4NO(d) + 2H_2O(s)$

\*Aktyvintosios anglis – medžio anglis, turinčios didelį savitąjį paviršių.

**Naudojimas.** Iškaitintos be oro medžio anglis išlaiko akytą struktūrą, turi didelį savitąjį paviršių. Todėl jos naudojamos kenksmingoms medžiagoms adsorbuoti, pavyzdžiui, dujokaukėse, aktyvintųjų anglių tablečių geriama apsinuodijus. Apsinuodijus vartojama po 20–30 g tablečių iš karto, jei skrandžio rūgštingumas padidėjęs – gerti po 1–2 tabletes 3–4 kartus per dieną.



Aukštoje temperatūroje iškaitinta anglis (koksas) dideliais kiekiais naudojama metalurgijos pramonėje kaip reduktorius (žr. p. 101) ir vandeniui valyti (žr. p. 135).



Anglies(II) ir anglies(IV) oksiduose CO ir CO<sub>2</sub> anglies oksidacijos laipsnis skiriasi.

CO – bespalvės, bekvapės, mažai tirpios vandenyje (kai temperatūra 20 °C, 100 g vandens tirpsta 0,004 g CO), labai nuodingos dujos\*.

### Gavimas

Pramonėje	Laboratorijoje
$\text{CO}_2(\text{d}) + \text{C}(\text{k}) \rightarrow 2\text{CO}(\text{d})$ $\text{C}(\text{k}) + \text{H}_2\text{O}(\text{s}) \xrightarrow{> 1200\text{ }^\circ\text{C}} \text{CO}(\text{d}) + \text{H}_2(\text{d})$	<p>Sieros rūgštimi veikiant metano arba etano dirūgštį (oksalo rūgštį).</p> $\text{HCOOH}(\text{s}) \xrightarrow{\text{H}_2\text{SO}_4} \text{CO}(\text{d}) + \text{H}_2\text{O}(\text{s})$ $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4(\text{k}) \xrightarrow{\text{H}_2\text{SO}_4} \text{CO}(\text{d}) + \text{CO}_2(\text{d}) + \text{H}_2\text{O}(\text{s})$

**\*Idomu.** Kai kuriose Europos Sąjungos šalyse uždrausta rūkyti baruose, restoranuose ir kitose maitinimo įstaigose. Tyrimais įrodyta, jog draudimai yra veiksmingi. Leistina CO dujų norma ore – 8 ppm. Vidutinis šių dujų kiekis rūkalių organizme – 17,5 ppm. Lietuvoje nustatyta – 20,21 ppm. Medikai teigia, kad surūkius vieną cigaretę smalkių organizme padaugėja ~2 ppm. Nerūkančių žmonių iškvėptame ore smalkių yra ~4 ppm, o pasyviųjų rūkalių smalkių kiekis priklauso nuo laiko, praleisto prirūkytoje patalpoje. Žmonės, gyvenantys šalyse, kuriose tabako gaminiai brangūs, mažiau nuodijasi smalkėmis.

Tyrimai paneigė mitą, kad rūkyti kaljaną yra saugiau negu cigaretės. **Rūkant kaljaną, gaunamo CO kiekis yra daugiau kaip 6 kartus didesnis negu rūkant paprastą cigaretę.**

Pagal [www.delfi.lt](http://www.delfi.lt), 2007 m. spalio mėn. 23 d.

**?** Remdamiesi cheminėmis CO savybėmis, paaiškinkite, kodėl rūkant kaljaną CO kiekis kelis kartus didesnis.

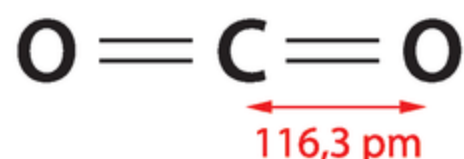
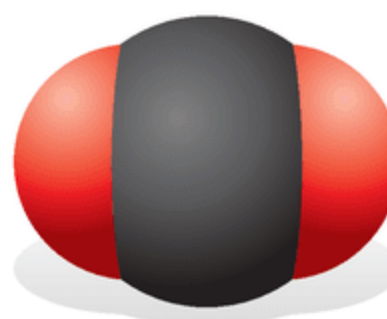
**ppm** – posakio *part per million* santrumpa, 10<sup>-6</sup> g.

**Idomu.** CO – nuodingos dujos, nuo kurių kasmet miršta tūkstančiai žmonių. Tačiau, kaip tvirtina Mičigano universiteto (JAV) Širdies ir kraujagyslių ligų centro mokslininkai, CO gali išgelbėti gyvybes šimtams žmonių, patyrusių organų persodinimo operaciją, insultą ar infarktą. Tyrimą atlikę mokslininkai nustatė, kad po organų persodinimo operacijos kelias savaites įkvepiant nedaug CO dujų neprasideda uždegimas, kuris mirtinai pavojingas. Tirtos pelės po trachėjos persodinimo operacijos.

Pagal [www.delfi.lt](http://www.delfi.lt), 2005 m. liepos mėn. 29 d.

CO naudojimas		
Metalurgija (reduktorius) Reakcijų pavyzdžiai – p. 101.	Kuras ir karo pramonė Kuras – žr. p. 155. $\text{CO(d)} + \text{Cl}_2\text{(d)} \rightleftharpoons \text{COCl}_2\text{(d)}$ <i>Fosgenas</i>	Metanolio ir metano rūgšties gavimas $\text{CO(d)} + 2\text{H}_2\text{(d)} \xrightarrow{[\text{kat.}], \Delta, p} \text{CH}_3\text{OH(s)}$ $\text{CO(d)} + \text{NaOH(k)} \xrightarrow{\Delta, p} \text{HCOONa(k)}$ $\text{HCOONa(aq)} + \text{H}_2\text{SO}_4\text{(s)} \xrightarrow{\Delta} \text{HCOOH(aq)} + \text{NaHSO}_4\text{(aq)}$

$\text{CO}_2$  – bekvapės, beskonės, labai tirpios vandenyje (kai temperatūra  $20^\circ\text{C}$ , 1 l vandens tirpsta 880 ml  $\text{CO}_2$ ) dujos\*. Anglies(IV) oksido molekulė yra linijinė nepolinė.

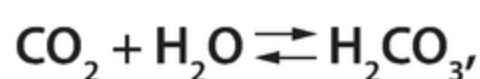
Struktūrinė  $\text{CO}_2$  formulėTūrinis  $\text{CO}_2$  modelis

*\*Idomu. Kietosios agregatinės būsenos  $\text{CO}_2$  vadinamas sausuoju ledu. Jis naudojamas maisto pramonėje maistui saugoti.*

### Gavimas

Pramonėje	Laboratorijoje
$\text{CaCO}_3\text{(k)} \xrightarrow{> 1000^\circ\text{C}} \text{CaO(k)} + \text{CO}_2\text{(d)}$	$\text{CaCO}_3\text{(k)} + 2\text{HCl(aq)} \rightarrow \text{CO}_2\text{(d)} + \text{H}_2\text{O(s)} + \text{CaCl}_2\text{(aq)}$

$\text{CO}_2$  – rūgštinis oksidas. Tirpdamas vandenyje, jis sudaro silpnąją anglies rūgštį:



kuri jonizuoja  $\text{H}_2\text{CO}_3\text{(aq)} \rightleftharpoons \text{H}^+\text{(aq)} + \text{HCO}_3^-\text{(aq)}$ .

Iš anglies(IV) oksido galima gauti neutraliąsias (karbonatus) ir rūgščiąsias (hidrokarbonatus) druskas (žr. p. 96).

$\text{CO}_3^{2-}$  jono kokybinę reakciją žr. p. 245.

Kaitinami karbonatai ir hidrokarbonatai skyla (žr. p. 86 ir 115).



**Atsakykite į klausimus ir išspręskite uždavinius**

1. Kurių dujų ( $H_2$  ir Ar) dalelių yra daugiau, jeigu šių dujų tūriai – po 67,2 l?

2. Sudeginus 4,8 g sieros, išsiskyrusios dujos ištirpdytos 90,4 g vandens. Kokia gauta rūgšties procentinė koncentracija ir koks oro tūris buvo sunaudotas?

3. Sukepinant C su anhidritu  $CaSO_4$  vyksta reakcija:



Apskaičiuokite negesintų kalkių išeigą (%), jeigu sukepinant 1187,5 kg anhidrito susidaro 0,5 t  $SO_2$ .

4. Ištirpdžius 50 g kreidos  $CaCO_3$  druskos rūgštyje (rūgšties perteklius), išsiskyrė 20 g anglies(IV) oksido. Apskaičiuokite reakcijos išeigą (%).

5. 33,33 g nežinomos medžiagos yra 7,9 g sieros, 7,9 g deguonies ir 17,53 g chloro. Santykinis šios medžiagos garų tankis oro atžvilgiu 4,654. Parašykite šios medžiagos cheminę formulę. Pavaizduokite gauto junginio grafinę formulę.

6. Iš 56 kg azoto buvo pagaminta amoniako dujų (išeiga 15 %). Kiek kilogramų amonio salietros gauta amoniako dujas ištirpdžius azoto rūgštyje?

7. Kuris teiginys neteisingas?

A Vandenilis – labiausiai Žemėje paplitęs cheminis elementas.

B Yra žinomi trys vandenilio izotopai.

C Vandenilis – labiausiai visatoje paplitęs cheminis elementas.

D Metane yra vandenilio.

8. Paaiškinkite, kodėl leidžiant  $CO_2$  dujas į šiltnamį didėja pomidorų derlius.

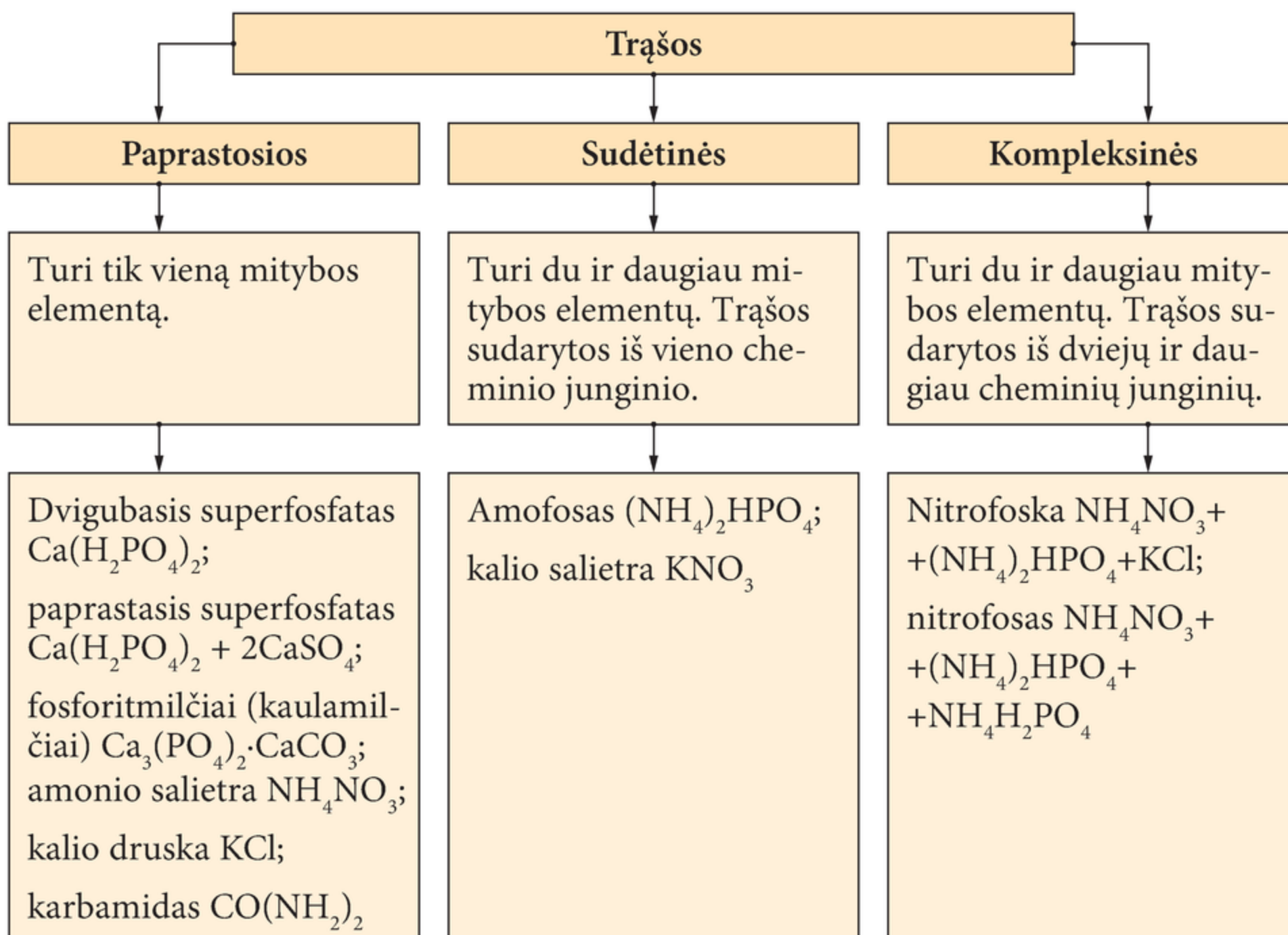
9. Kuri medžiaga oleume  $SO_3 \cdot H_2SO_4$  yra tirpiklis?

# MINERALINĖS TRĄŠOS

Pagrindinės mineralinės trąšos yra azoto, fosforo ir kalio (sutrumpintai NPK).

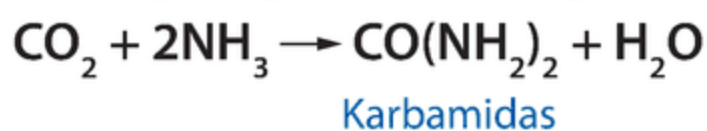
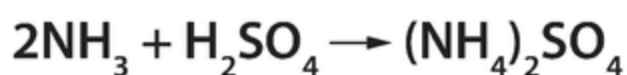
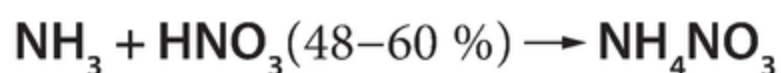
Mitybos elementas	Požymiai, kai augalams trūksta mitybos elementų
N	Lapai blyškūs, augalai blogai auga. Anksti nukrinta lapai. Mažėja derlius.
P	Blogai auga ūgliai ir šaknys. Lapai gelsta. Augalai vėliau žydi. Vėliau subręsta derlius.
K	Ant lapų atsiranda negyvų audinių dėmių. Lapai gelsta. Derlius negausus.

Trąšos skirstomos į paprastas, sudėtines ir kompleksines.

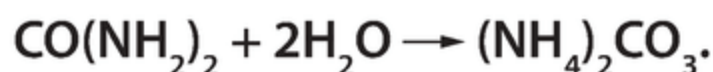




### Azoto trąšų gavimas



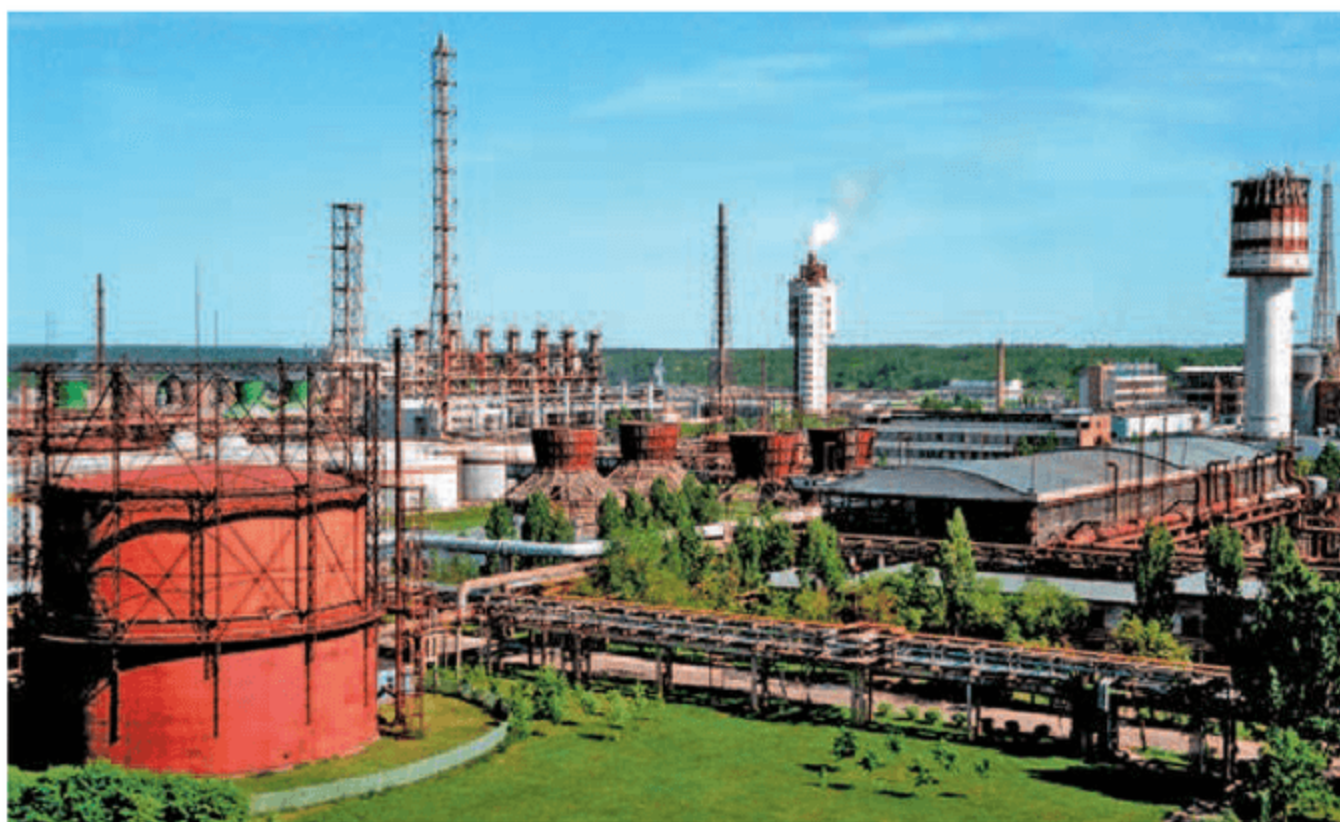
Karbamidas\* dirvoje skyla:



Nitratai, kurie naudojami kaip azoto trąšos, vadinami **saliėtromis**: kalio salietra  $\text{KNO}_3$  (Indijos salietrà), natrio salietra  $\text{NaNO}_3$  (Čilės salietrà), kalcio salietra  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$  (Norvėgijos salietrà) ir amonio salietra  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ .

*\*Idomu. 2009 metų liepą „Achemoje“ (34 pav.) pradėjo veikti naujas karbamido gamybos agregatas. Per metus šių trąšų bus pagaminama 1300 tonų. Naujasis agregatas yra nekenksmingas aplinkai. 2008 metais „Achema“ pripažinta „Metų aplinkosaugos įmone“ už pastangas saugoti aplinką, tausoti energijos išteklius, atsakingą požiūrį į verslo aplinką.*

Pagal [www.delfi.lt](http://www.delfi.lt), 2009 m. liepos 17 d.



34 pav. Jonavos „Achemos“ gamykla

### Fosforo trąšų gavimas

Dvigubasis superfosfatas gaunamas 2 stadijomis iš fosforitų arba apatitų  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ :





2 stadija –  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 4\text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow 3\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ ;

Superfosfatas –  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 + 2\text{CaSO}_4$ .

Fosforitmilčiai gaunami sumaišius maltus apatitus (fosforitus) su klintimis.

**Kalio trąšos** yra iškastinės, t. y. randamos gamtoje.

Kompleksinės trąšos gaunamos sumaišius tam tikru santykiu atskiras trąšų sudedamąsias dalis.

Trąšos vertinamos pagal mitybos elemento masės dalį. Azoto trąšose skaičiuojama azoto masės dalis (%), kalio –  $\text{K}_2\text{O}$  ir fosforo –  $\text{P}_2\text{O}_5$  masės dalis (%).

### Trąšų mitybos elementų skaičiavimo pavyzdžiai

KCl	$\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$	$\text{CO}(\text{NH}_2)_2$
KCl yra tik vienas K atomas, o $\text{K}_2\text{O}$ – du atomai, todėl $\text{K}_2\text{O}$ molinę masę dalijame iš dvigubos KCl molinės masės.	$\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ ir $\text{P}_2\text{O}_5$ yra po du P atomus, todėl $\text{P}_2\text{O}_5$ molinę masę dalijame iš $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ molinės masės.	$\text{CO}(\text{NH}_2)_2$ yra du N atomai, todėl dvi N atomines mases dalijame iš $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$ molinės masės.
$\omega(\text{K}_2\text{O}) = \frac{94 \text{ g/mol}}{(2 \cdot 74,5) \text{ g/mol}} \cdot 100 \% = 63,08 \%$	$\omega(\text{P}_2\text{O}_5) = \frac{142 \text{ g/mol}}{234 \text{ g/mol}} \cdot 100 \% = 60,68 \%$	$\omega(\text{N}) = \frac{2 \cdot 14 \text{ g/mol}}{60 \text{ g/mol}} \cdot 100 \% = 46,67 \%$

Lietuvojė gaminamos azoto (Jonavos „Achemoje“), fosforo (Kėdainių „Lifosoje“, 35 pav.) ir kompleksinės (Marijampolės „Arvi“) trąšos.

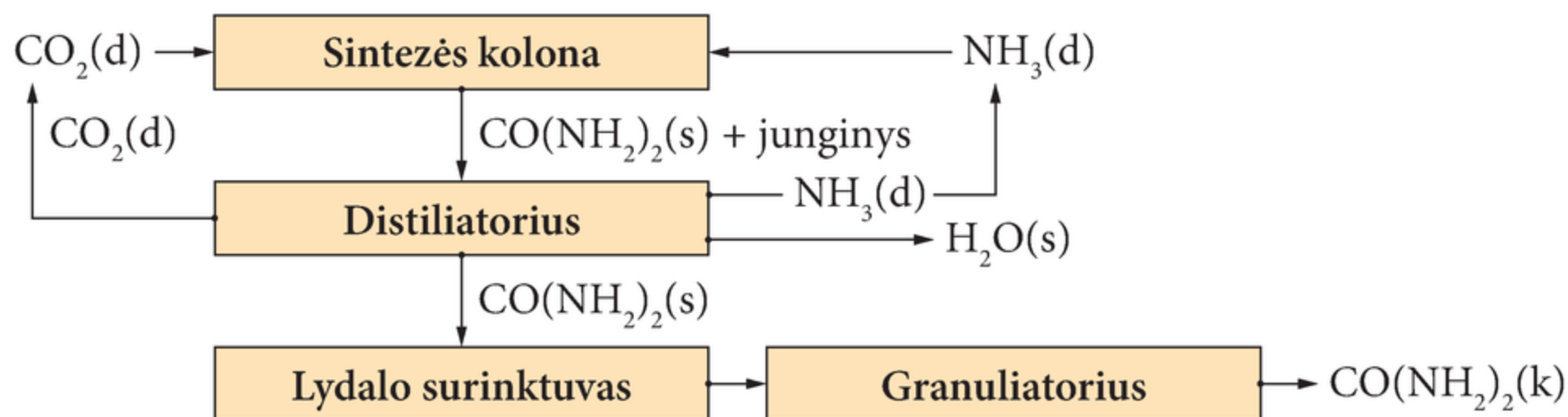


35 pav. Kėdainių „Lifosos“ gamykla



### Atsakykite į klausimus ir išspręskite uždavinius

1. Distiliatoriuje (žr. schemą) iš karbamido  $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$  lydalo išgarinami X junginio skilimo produktai moliniu santykiu  $n(\text{NH}_3) : n(\text{CO}_2) : n(\text{H}_2\text{O}) = 1 \text{ mol} : 1 \text{ mol} : 1 \text{ mol}$ . Parašykite X junginio cheminę formulę ir pavadinkite jį. Parašykite X junginio skilimo reakcijos lygtį.



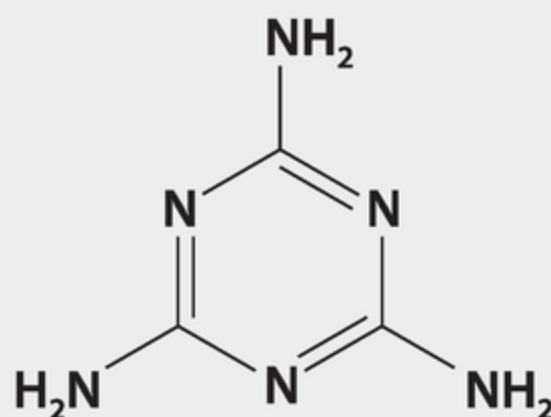
Supaprastinta karbamido gamybos schema

2. Azoto trąšų norma yra 150 kg azoto 1 ha dirvos. Kaip mikroelementas vartojamas varis, kurio norma – 0,15 % azoto normos. Tręšiama 10 % koncentracijos vario nitrato tirpalu (tankis 1,11 g/ml). Apskaičiuokite karbamido  $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$  masę ir  $\text{CuSO}_4$  tirpalo tūrį, reikalingą 100 ha žemės patręšti.

3. Laikantis Europos Komisijos reikalavimų, maisto produktus, kuriuose nustatoma daugiau kaip 2,5 mg/kg melamino, draudžiama parduoti, juos būtina saugiai sunaikinti. Melaminas gaunamas iš karbamido vykstant reakcijai:



Kurio tipo yra ši reakcija? Parašykite melamino, reakcijos lygtyje žymimo raide X, molekulinę formulę. Jo sutrumpinta struktūrinė formulė



# CHEMINĖ KINETIKA

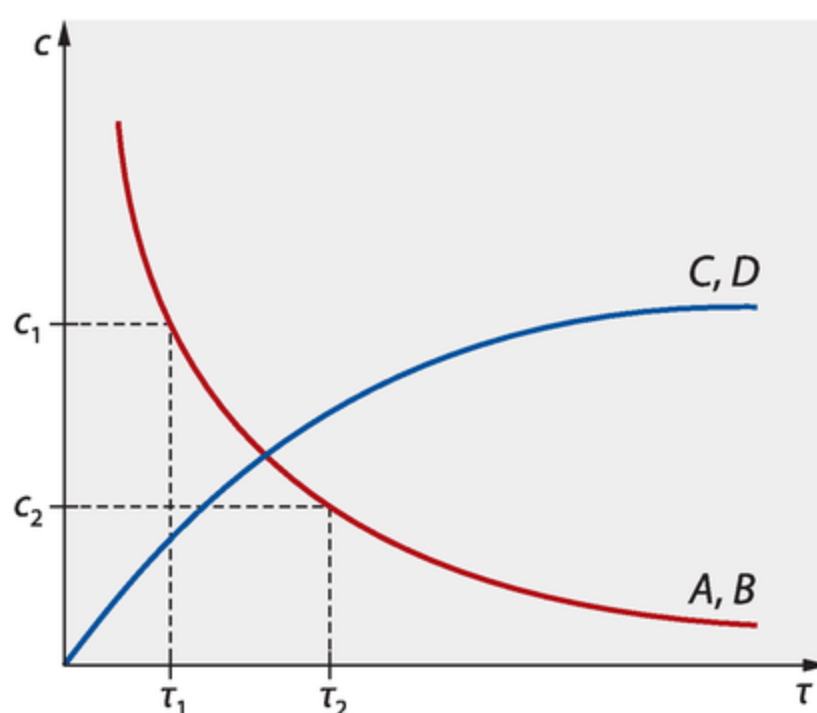
Cheminės reakcijos skirstomos į *homogenines* ir *heterogenines*. Kai reaguojančiosios medžiagos yra vienalytės, t. y. vienos agregatinės būsenos, pavyzdžiui, dujų mišiniai, skysčių mišiniai, medžiagų tirpalų mišiniai, reakcija vadinama *homogène*. Jei reaguojančiosios medžiagos sudaro sistemą, kurioje yra keletas fazių, atskirtų viena nuo kitos sąlyčio paviršiumi, tai reakcija vadinama *heterogène*.

Cheminė kinetika nagrinėja cheminių reakcijų greičius ir jų mechanizmus. *Cheminių reakcijų greitis yra labai skirtingas ir priklauso nuo įvairių veiksnių – reaguojančiųjų medžiagų cheminės prigimties, jų koncentracijos, slėgio, temperatūros, katalizatorių ir inhibitorių. Cheminių reakcijų greitis yra lygus medžiagų koncentracijų pokyčiui per laiko vienetą.* Koncentracija dažniausiai reiškia  $\text{mol/l}$  ir rašoma laužtiniuose skliaustuose  $[ ]$  arba žymima raide  $c$ , o laikas, atsižvelgiant į reakcijos pobūdį, reiškiamas valandomis, minutėmis, sekundėmis. Taigi reakcijos greičio matavimo vienetą yra  $\text{mol}/(\text{l} \cdot \text{laiko vienetą})$ . Dažniausiai vartojama –  $\text{mol}/(\text{l} \cdot \text{s})$  arba  $\text{mol} \cdot \text{l}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$ .

Kuo didesnė medžiagų koncentracija, tuo didesnis medžiagų dalelių kiekis tūrio vienetą ir tuo dažniau dalelės susiduria viena su kita. Vykstant reakcijai



reaguojančiųjų medžiagų A ir B koncentracija mažėja (36 pav.). Mažiau ir galimybių dalelėms susidurti viena su kita, kartu mažėja ir reakcijos greitis. Reakcijos produktų C ir D koncentracija didėja (36 pav.).



36 pav. Medžiagų koncentracijos priklausomybė nuo laiko  $\tau$

Cheminės reakcijos *vidutinį greitį* galime apskaičiuoti pagal reaguojančiųjų medžiagų arba reakcijos produktų koncentracijos pokytį per tam tikrą laiką.



$$v_{A,B} = \frac{c_2 - c_1}{\tau_2 - \tau_1} = - \frac{\Delta c}{\Delta \tau}$$

$$v_{C,D} = \frac{c_2 - c_1}{\tau_2 - \tau_1} = + \frac{\Delta c}{\Delta \tau}$$

$c_1$  – pradinė medžiagų koncentracija,  $c_2$  – galutinė medžiagų koncentracija.

**Minusas** reiškia, kad reaguojančiųjų medžiagų koncentracija bėgant laikui mažėja, o **pliusas** – didėja reakcijos produktų koncentracija. **Ženkilai parenkami taip, kad greičio vertė visada būtų teigiama.**

### Uždavinio pavyzdys

Prasidėjo cheminė reakcija:  $N_2(d) + 3H_2(d) \rightarrow 2NH_3(d)$ ,  $[N_2]_{\text{prad.}} = 1,2 \text{ mol/l}$ ,  $[H_2]_{\text{prad.}} = 0,6 \text{ mol/l}$ . Po 45 s susidarė 0,2 mol/l  $NH_3$  dujų. Apskaičiuokite azoto, vandenilio ir amoniako koncentracijas po 45 s ir vidutinį reakcijos greitį.

### Sprendimas

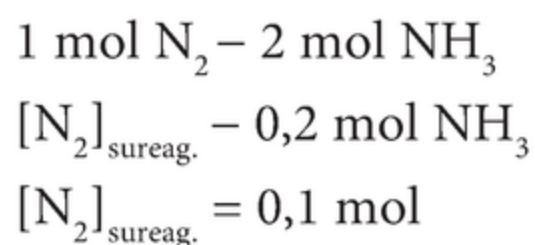
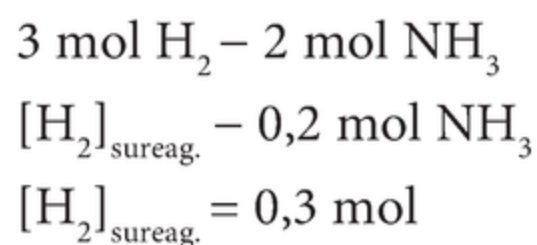
Spręsdami tokio tipo uždavinius, matavimo rezultatus pirmiausia surašome lentelėje (skaičiavimo rezultatus paryškiname).

Koncentracija (mol/l)	Reakcijos lygtis $N_2(d) + 3H_2(d) \rightarrow 2NH_3(d)$		
Pradinė	1,2	0,6	0
Sureagavusi ( $\Delta c$ )			
Pasigamino			
Galutinė			

Kadangi žinome galutinę amoniako koncentraciją, tai jo koncentracijos pokytis:  $\Delta c = c_{\text{galutinė}} - c_{\text{pradinė}} = 0,2 - 0 = +0,2 \text{ mol/l}$ . Pliuso ženklas rodo, kad amoniako koncentracija padidėjo. Amoniako koncentracijos pokyčio vertę įrašome į lentelę.

Koncentracija (mol/l)	Reakcijos lygtis $N_2(d) + 3H_2(d) \rightarrow 2NH_3(d)$		
Pradinė	1,2	0,6	0
Sureagavusi ( $\Delta c$ )			
Pasigamino			<b>+0,2</b>
Galutinė			0,2

Žinodami reakcijos lygties koeficientus ir amoniako koncentracijos pokytį, apskaičiuojame azoto ir vandenilio koncentracijų pokyčius. Kad susidarytų 2 moliai amoniako, turi sureaguoti 3 moliai vandenilio ir 1 molis azoto.



Tai reaguojančiųjų medžiagų koncentracijos, todėl lentelėje jas rašome su minuso ženklu.

Koncentracija (mol/l)	Reakcijos lygtis		
	$\text{N}_2(\text{d})$	$+ 3\text{H}_2(\text{d}) \rightarrow$	$2\text{NH}_3(\text{d})$
Pradinė	1,2	0,6	0
Sureagavusi ( $\Delta c$ )	-0,1	-0,3	
Pasigamino			+0,2
Galutinė			0,2

Paskui apskaičiuojame galutines vandenilio ir azoto koncentracijas.

$$\text{Vandenilio } c_{\text{galutinė}} = \Delta c + c_{\text{pradinė}} = (-0,3) + 0,6 = 0,3 \text{ mol/l}$$

$$\text{Azoto } c_{\text{galutinė}} = \Delta c + c_{\text{pradinė}} = (-0,1) + 1,2 = 1,1 \text{ mol/l}$$

Baigiame pildyti lentelę.

Koncentracija (mol/l)	Reakcijos lygtis		
	$\text{N}_2(\text{d})$	$+ 3\text{H}_2(\text{d}) \rightarrow$	$2\text{NH}_3(\text{d})$
Pradinė	1,2	0,6	0
Sureagavusi ( $\Delta c$ )	-0,1	-0,3	
Pasigamino			+0,2
Galutinė	1,1	0,3	0,2

Vidutinį greitį apskaičiuojame taikydami formules (žr. p. 164). Tačiau būtina atsižvelgti į reakcijos lygties koeficientus. Taip apskaičiuotas reakcijos greitis nepriklausys nuo to, kurios medžiagos kitimas yra stebimas.

$$v_{\text{N}_2} = -\frac{\Delta c}{\Delta \tau} = -\frac{-0,1 \text{ mol/l}}{45 \text{ s}} = 2,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$$

$$v_{\text{H}_2} = -\frac{\Delta c}{\Delta \tau} = -\frac{\Delta c}{3 \cdot \Delta \tau} = -\frac{-0,3 \text{ mol/l}}{3 \cdot 45 \text{ s}} = 2,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$$

$$v_{\text{NH}_3} = +\frac{\Delta c}{\Delta \tau} = +\frac{\Delta c}{2 \cdot \Delta \tau} = +\frac{+0,2 \text{ mol/l}}{2 \cdot 45 \text{ s}} = 2,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$$



## 16.1. Eksperimentinis reakcijos greičio nustatymas

Magnio milteliai buvo tirpdomi 0,1 mol/l HCl tirpale:



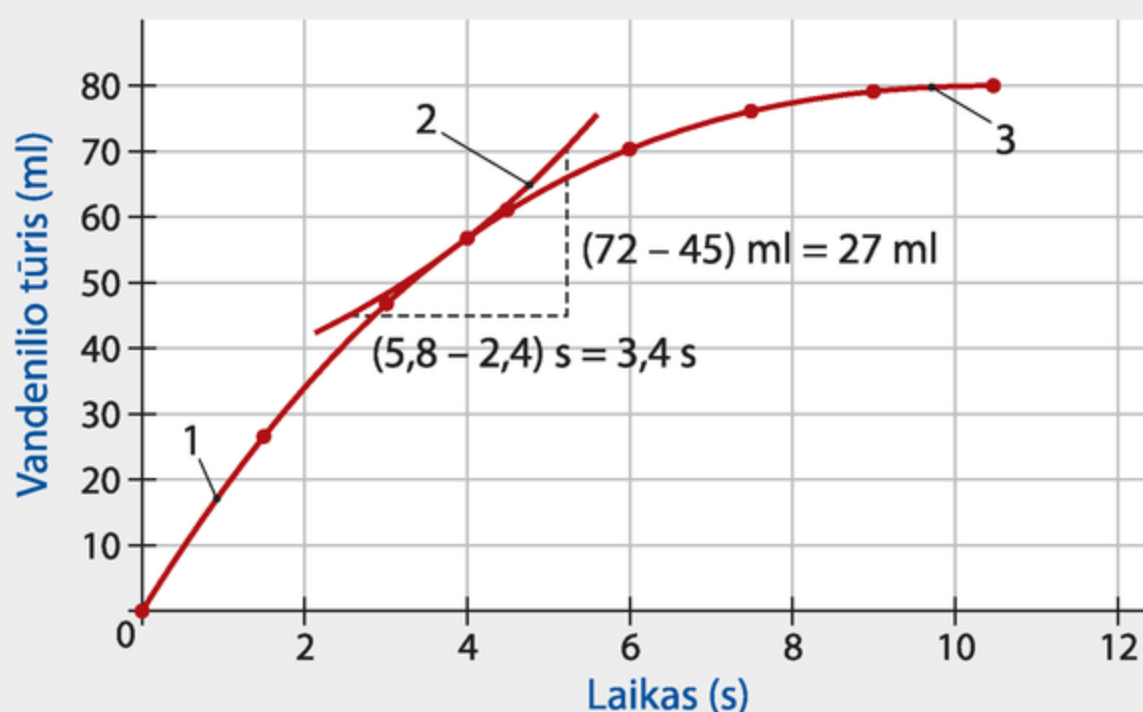
Išsiskyrusioms dujoms surinkti naudota tokia laboratorinė įranga.

Eksperimento duomenys surašomi lentelėje.



Laikas $\tau$ (s)	Vandenilio tūris (ml)
0	0
1,50	27
3,00	47
4,50	61
6,00	70
7,50	75
9,00	80
10,5	80

Remiantis eksperimento duomenimis, grafiškai vaizduojama vandenilio tūrio priklausomybė nuo laiko (37 pav.).



37 pav. Vandenilio tūrio priklausomybė nuo laiko

Matyti, kad iš pradžių reakcija vyksta labai greitai (kreivės atkarpa 1), paskui sulėtėja (atkarpa 2), o pabaigoje reakcijos greitis yra ypač mažas (atkarpa 3). **Momentiniam** reakcijos **greičiui** po 4 s apskaičiuoti brėžiama kreivės atkarpai 2 liestinė. Ji parodo reakcijos greitį praėjus 4 s. Šios liestinės polinkio kampo tangentas ir bus momentinis greitis. Todėl vandenilio išsiskyrimo po 4 s nuo reakcijos pradžios momentinis greitis:

$$v_{\text{momentinis}} = \frac{27 \text{ ml}}{3,4 \text{ s}} = 7,94 \text{ ml/s.}$$

### Cheminių reakcijų greičiui įtakos turintys veiksniai ir jų apibūdinimas

Veiksniai	Pavyzdžiai	Aiškinimas
1. Reaguojančiųjų medžiagų prigimtis*	K ir Na reakcija su vandeniu: $2M + 2H_2O \rightarrow 2MOH + H_2 \quad \Delta H < 0$	Skiriasi cheminių elementų atomų spinduliai: $r_K > r_{Na}$ . K aktyvesnis už Na, todėl K greičiau reaguos su vandeniu ir išsiskirs daugiau šilumos.
2. Skystosioms ir dujinėms medžiagoms – reaguojančiųjų medžiagų koncentracijos	Azoto dujų degimas ore ir deguonyje yra skirtingas.	Ore yra 21 % deguonies, todėl $v_{O_2} \sim 5v_{\text{ore}}$ .
3. Kietosioms medžiagoms – medžiagų sąlyčio paviršius	1. Fe reakcija su S: $Fe(k) + S(k) \xrightarrow{\Delta} FeS(k)$ . 2. Au – inertinė medžiaga, todėl jis ilgą laiką yra blizgus ir tinka papuošalams gaminti. Tačiau Au, padalytas į nedidelius kelių šimtų atomų telkinius, tampa neįtikėtinai aktyvus**.	Kuo mažesnės reaguojančiųjų medžiagų dalelės, tuo didesnis medžiagų sąlyčio paviršius, kartu didesnis ir greitis.
4. Temperatūra	Medžiagų oksidacija deguonimi (reakcijų pavyzdžiai – p. 149).	Aukštesnėje temperatūroje yra daugiau aktyvintųjų molekulių, jų susidūrimų skaičius didesnis, kartu didesnis ir greitis.
5. Katalizatoriai	Kambario temperatūroje be katalizatorių reakcija $2H_2O_2(s) \rightarrow 2H_2O(s) + O_2(d)$ vyksta lėtai, o įbėrus $MnO_2$ – greitai. $2H_2O_2(s) \xrightarrow{[MnO_2]} 2H_2O(s) + O_2(d)$	Naudojant katalizatorius molekulių reaktyvumas padidėja.



\*Joninės medžiagos tirpaluose reaguoja labai greitai, pavyzdžiui, sumaišius  $\text{AgNO}_3$  ir  $\text{KCl}$  tirpalus. Reakcija greita, nes joninės medžiagos jau ištirpusios ir tirpaluose yra jų jonų.

\*\*Mažos  $\text{Au}$  dalelės naudojamos oksidacijos reakcijoje gaminant tūkstančius tonų vaisių, ploviklių ir maisto priedų. Procesas gali būti švarus naudojant gryno deguonies dujas ( $\text{O}_2$ ), gaunamas iš oro. Tačiau, kad reakcija vyktų, cheminiai ryšiai, jungiantys du deguonies atomus, turi būti nutraukti, o tai nėra lengva. Todėl oksidacijos reakcijose dažniausiai naudojami stiprūs oksidatoriai, pavyzdžiui, peroksietano rūgštis. Naudojant tokius oksidatorius išsiskiria nuodingų reakcijos produktų. Taikant švarų oksidavimo metodą, aukso nanodalelės, kurių skersmuo yra vos 25 nm, suaktyvina oro deguonį palyginti žemoje temperatūroje (nuo 60 iki 80 °C) ir esant nedideliame slėgiui (panašus slėgis yra automobilių padangose).

Pagal [www.delfi.lt](http://www.delfi.lt), 2005 m. spalio mėn. 20 d.

## 16.2. Veikiančiųjų masių dėsnis vykstant homogeninėms reakcijoms

*Cheminės reakcijos greitis, kai temperatūra pastovi, tiesiai proporcingas reaguojančiųjų medžiagų koncentracijų sandaugai.*

Homogeninės reakcijos



greitis apskaičiuojamas pagal veikiančiųjų masių dėsnį (kinetinę lygtį):

$$v = k \cdot [\text{A}]^m \cdot [\text{B}]^n,$$

$v$  – reakcijos greitis,

$k$  – reakcijos greičio konstanta, kuri priklauso nuo reaguojančiųjų medžiagų savybių ir temperatūros, bet nepriklauso nuo medžiagų koncentracijos,

$[\text{A}]^m$  ir  $[\text{B}]^n$  – reaguojančiųjų medžiagų koncentracijos (mol/l),

$m, n, s, p$  – stechiometriniai koeficientai\*.

Jei reaguojančiųjų medžiagų koncentracijos yra lygios 1 mol/l, tai

$$v = k.$$

\**Stechiometriniai koeficientai* – medžiagų kiekių santykiai, išreikšti sveikaisiais skaičiais.

Jei reaguojančiosios medžiagos yra *dujos*, tai *reakcijos greitis priklauso nuo slėgio*. Keičiant slėgį, kinta reakcijos mišinio tūris, kartu kinta ir reaguojančiųjų medžiagų koncentracijos (didinant slėgį, mažėja tūris ir didėja medžiagų koncentracija).

$$v = k \cdot p_{\text{A}}^m \cdot p_{\text{B}}^n$$



**Uždavinio pavyzdys**

Apskaičiuokite, kaip pakis reakcijos  $2\text{NO}(\text{d}) + \text{O}_2(\text{d}) \rightarrow 2\text{NO}_2(\text{d})$  greitis, jei

- a) NO dujų slėgį padidinsime 3 kartus;
- b) mišinio tūrį padidinsime 2 kartus.

**Sprendimas**

Taikydami veikiančiųjų masių dėsnį, parašome tiesioginės reakcijos greičio lygtį.

$$v_1 = k \cdot [\text{NO}]^2 \cdot [\text{O}_2]$$

Apskaičiuojame reakcijos greitį.

- a) Padidinus NO dujų slėgį 3 kartus, šių dujų koncentracija padidės irgi 3 kartus.

$$v_2 = k \cdot [3\text{NO}]^2 \cdot [\text{O}_2]$$

Tada tiesioginės reakcijos greičių santykis:

$$\frac{v_2}{v_1} = \frac{k \cdot [3\text{NO}]^2 \cdot [\text{O}_2]}{k \cdot [\text{NO}]^2 \cdot [\text{O}_2]} = 3^2 = 9.$$

*Atsakymas:* tiesioginės reakcijos greitis padidės 9 kartus.

- b) Mišinio tūrį padidinus 2 kartus, reaguojančiųjų medžiagų koncentracijos sumažės 2 kartus.

$$v_2 = k \cdot \left[\frac{1}{2}\text{NO}\right]^2 \cdot \left[\frac{1}{2}\text{O}_2\right]$$

Tada tiesioginės reakcijos greičių santykis:

$$\frac{v_2}{v_1} = \frac{k \cdot \left[\frac{1}{2}\text{NO}\right]^2 \cdot \left[\frac{1}{2}\text{O}_2\right]}{k \cdot [\text{NO}]^2 \cdot [\text{O}_2]} = \left(\frac{1}{2}\right)^3 = \frac{1}{8}.$$

*Atsakymas:* tiesioginės reakcijos greitis sumažės 8 kartus.

### 16.3. Veikiančiųjų masių dėsnis vykstant heterogeninėms reakcijoms

Vykstant heterogeninėms reakcijoms medžiagos sąveikauja sąlyčio vietoje, t. y. fazių paviršiuje. Tai reiškia, kad tokių reakcijų greitis priklauso nuo difuzijos greičio, o ši – nuo sąlyčio ploto. Pavyzdžiui, metalo milteliai su rūgštimis reaguoja greičiau negu metalo gabalas. Taigi heterogeninės reakcijos greitis priklauso tik nuo miltelių smulkumo, jam įtakos neturi metalo koncentracija. Jei reaguoja kietoji ir skystoji arba kietoji ir dujinė medžiaga, tai reakcijos greitis priklauso nuo reaguojančiųjų skystųjų ir dujinių medžiagų koncentracijų. Heterogeninės reakcijos





greitis apskaičiuojamas:

$$v = k \cdot [B]^n.$$

Iš matematinės veikiančiųjų masių dėsnio išraiškos matyti, kad apskaičiuojant heterogeninės reakcijos greitį kietosios medžiagos koncentracija nenurodoma. Jos vertė įskaičiuojama į reakcijos greičio konstantą.

Pavyzdžiui,  $\text{CaO}(k) + \text{CO}_2(d) \rightarrow \text{CaCO}_3(k)$ ,  $v = k \cdot [\text{CO}_2]$ .

Todėl daroma išvada, kad *heterogeninių reakcijų greitis priklauso tik nuo dujinių ar ištirpusių medžiagų koncentracijos*.

## 16.4. Temperatūros įtaka reakcijos greičiui

Didelę įtaką reakcijos greičiui turi temperatūra. Greičio priklausomybę nuo temperatūros nusako *van't Hòfo taisyklė* – *pakėlus temperatūrą 10 °C, reakcijos greitis padidėja 2–4 kartus*. Matematinė šios taisyklės išraiška:

$$v_{t_2} = v_{t_1} \cdot \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}$$

$v_{t_2}$  – reakcijos greitis, pakėlus temperatūrą iki  $t_2$ ,

$v_{t_1}$  – reakcijos greitis, kai temperatūra  $t_1$ ,

$\gamma$  – temperatūrinis reakcijos greičio koeficientas – skaičius, rodantis, kiek kartų padidėja reakcijos greitis pakėlus reaguojančiųjų medžiagų temperatūrą 10 °C.

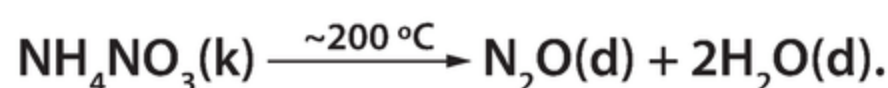
$$\gamma^{\frac{\Delta t}{10}} = \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}} = \frac{v_{t_2}}{v_{t_1}}$$

Pakėlus temperatūrą padidėja dalelių judėjimas ir jos dažniau susiduria, tačiau ne kiekvienas molekulių susidūrimas baigiasi reakcija. Reaguoja tik aktyvintosios molekulės, t. y. tos, kurios turi didesnę kinetinę energiją arba yra sužadintos.

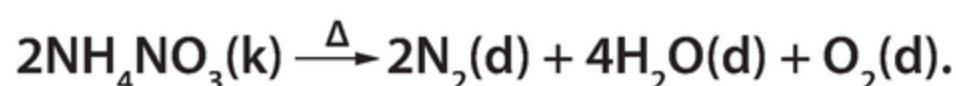
Energija, reikalinga visoms 1 molio molekulėms suaktyvinti, vadinama **aktyvacijos energija**. Daugiausia šios energijos sunaudojama vidiniams molekuliniams ryšiams suardyti ar susilpninti ir tik nedaug – dalelių judėjimui paspartinti. Taigi pakėlus temperatūrą padidėja aktyvintųjų molekulių skaičius, kartu smarkiai padidėja ir reakcijos greitis. Aktyvacijos energijos šaltiniu gali būti šilumos, elektros, spinduliavimo ir kitų rūšių energija.

Koeficiento  $\gamma$  vertė kinta nuo 2 iki 4, tačiau pasitaiko nukrypimų. Pavyzdžiui, cukrinių runkelių cukraus inversijos reakcijos rūgštinėje terpėje  $\gamma > 4$ , o metilacetato hidrolizės reakcijos  $\gamma = 1,82$ , fermentinių reakcijų net  $\gamma > 7$ .

Nuo temperatūros priklauso biologiniai ir cheminiai procesai augaluose ir žmogaus organizme. Pavyzdžiui, medžiagų apykaitos procesams, kraujo cirkuliacijai ar kvėpavimo dažniui sulėtinti per operaciją paciento kūnas dažnai atšaldomas. Temperatūra taip pat svarbi biocheminiams procesams, vykstantiems laikomame ir gaminamame maiste. Kad maisto produktai mažiau gestų, irtų, jie atšaldomi (šaldytuvuose), į juos dedama konservantų (sorbo rūgštis, sieros(IV) oksido ar nitritų). Temperatūra turi įtakos ne tik cheminių reakcijų greičiui, bet ir reakcijos vyksmo būdai. Kaitinant amonio salietrą  $\sim 200\text{ }^{\circ}\text{C}$  temperatūroje vyksta tokia reakcija:



Jei amonio salietra kaitinama uždareme inde ir aukštoje temperatūroje, vyksta sproginimo reakcija\* ir susidaro kitokie reakcijos produktai:



\***Sproginimo reākcijos** požymiai: didelis išsiskiriančių dujų tūris, didelis išsiskiriančios energijos kiekis, didelis reakcijos greitis.

### Uždavinių pavyzdžiai

1. Cheminės reakcijos greitis  $20\text{ }^{\circ}\text{C}$  yra  $0,5\text{ mol} \cdot \text{l}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$ . Apskaičiuokite reakcijos greitį  $40\text{ }^{\circ}\text{C}$  temperatūroje, jei  $\gamma = 3$ .

#### Sprendimas

$$v_{t_2} = v_{t_1} \cdot \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}; \quad v_{t_2} = 0,5 \text{ mol}/(1 \cdot \text{s}) \cdot 3^{\frac{40 - 20}{20}} = 4,5 \text{ mol}/(1 \cdot \text{s}).$$

Atsakymas: reakcijos greitis  $4,5\text{ mol}/(1 \cdot \text{s})$ .

2. Kiek reikia sumažinti temperatūrą, kad reakcijos greitis sumažėtų 8 kartus, jei temperatūrinis koeficientas 2?

#### Sprendimas

Skaičiuojame taikydami van't Hoofo taisyklę:

$$\gamma^{\frac{\Delta t}{10}} = \frac{v_{t_2}}{v_{t_1}};$$

$$2^{\frac{\Delta t}{10}} = \frac{1}{8} = \left(\frac{1}{2}\right)^3 = 2^{-3};$$

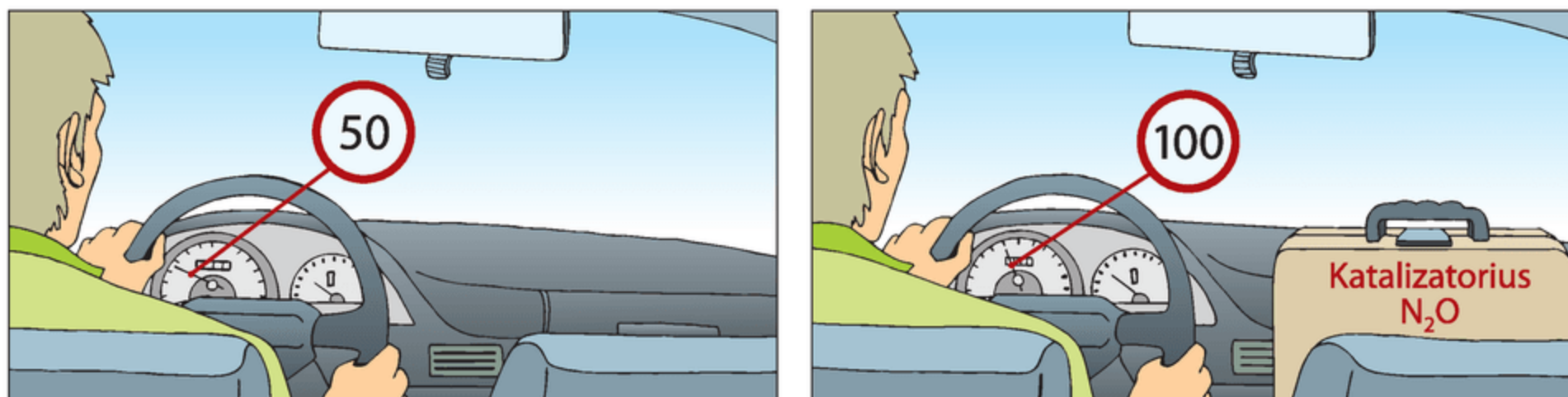
$$\Delta t = (-3) \cdot 10 = -30.$$

Atsakymas: temperatūrą reikia sumažinti  $30\text{ }^{\circ}\text{C}$ .



## 16.5. Katalizė ir katalizatoriai

**Katālizė** – cheminės reakcijos greičio keitimas naudojant katalizatorius. Reakcijos, kurių greitis priklauso nuo katalizatorių, vadinamos **katalizinėmis**. **Katalizatoriai** – medžiagos, kurios keičia reakcijų greitį, bet pačios chemiškai nepakinta. Katalizatoriai greitina arba lėtina reakcijas. Jie gali sudaryti tarpinius reakcijos produktus, o po cheminės reakcijos išlieka nepakitę.

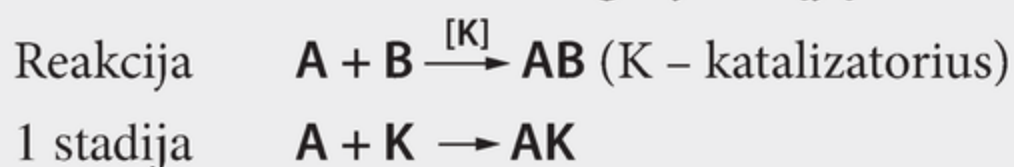


Katalizatoriai, greitinantys reakcijas, vadinami **teigiamaisiais**, o lėtinantys – **neigiamaisiais**, arba **inhibitoriais**.

Teigiamieji katalizatoriai	Neigiamieji katalizatoriai
1. $2\text{SO}_2(\text{d}) + \text{O}_2(\text{d}) \xrightarrow{[\text{V}_2\text{O}_5]} 2\text{SO}_3(\text{d})$ 2. $2\text{SO}_2(\text{d}) + \text{O}_2(\text{d}) \xrightarrow{[\text{NO}]} 2\text{SO}_3(\text{d})$ 3. $2\text{H}_2\text{O}_2(\text{s}) \xrightarrow{[\text{MnO}_2]} 2\text{H}_2\text{O}(\text{s}) + \text{O}_2(\text{d})$ 4. $2\text{H}_2\text{O}_2(\text{s}) \xrightarrow{[\text{I}^-, \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}]} 2\text{H}_2\text{O}(\text{s}) + \text{O}_2(\text{d})$	5. $\text{Fe}(\text{k}) + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq}) \xrightarrow{[\text{karbamidas}]} \text{FeSO}_4(\text{aq}) + \text{H}_2(\text{d})$

Katalizė skirstoma į homogeninę ir heterogeninę. Kai reaguojančiosios medžiagos ir katalizatoriaus fazės yra vienodos, katalizė vadinama **homogèneine** (2, 4 reakcijos). Pavyzdžiui, vandenilio jonai veikia kitus jonus tirpaluose. Kai katalizatoriaus ir reaguojančiosios medžiagos fazės yra skirtingos, katalizė vadinama **heterogèneine** (1, 3, 5 reakcijos).

Dauguma katalizatorių reakcijas pagreitina tūkstančius kartų. Naudojant katalizatorių, reakcijai vykti reikia mažesnės aktyvacijos energijos, o kuo ji mažesnė, tuo reakcijos greitis didesnis. Dabar apie 80 % visų chemijos pramonės procesų pagrįsti katalize (ji taikoma ir kataliziniuose konverteriuose, žr. p. 50, 211 pav.). Net vanduo yra katalizatorius. Katalizatoriaus veikimo mechanizmas aiškinamas tuo, kad susidaro **tarpinis katalizatoriaus ir vienos iš reaguojančiųjų medžiagų junginys**.



2 stadija  $AK + B \rightarrow AB + K$

Bendroji lygtis  $A + B \xrightarrow{[K]} AB$

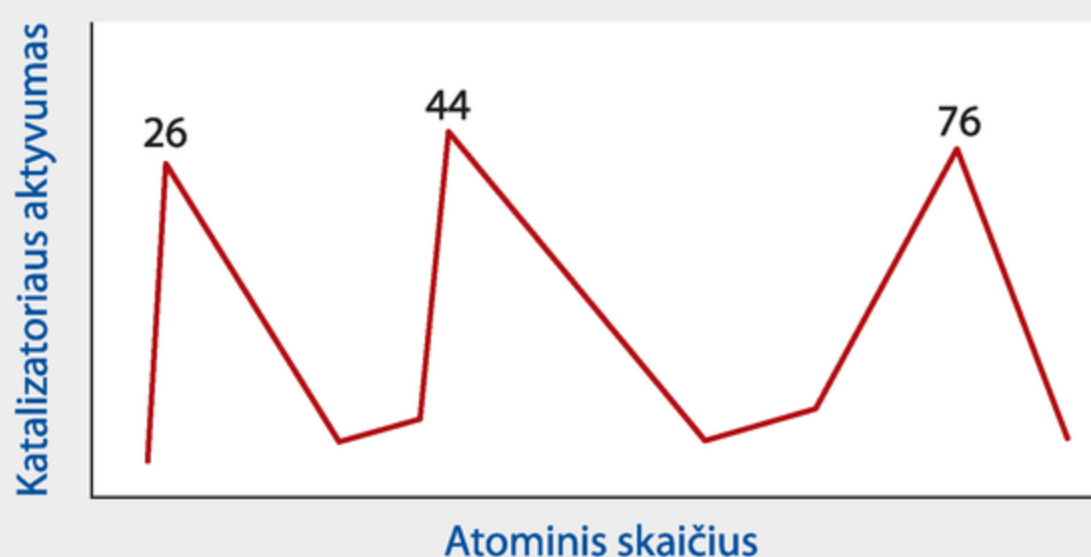
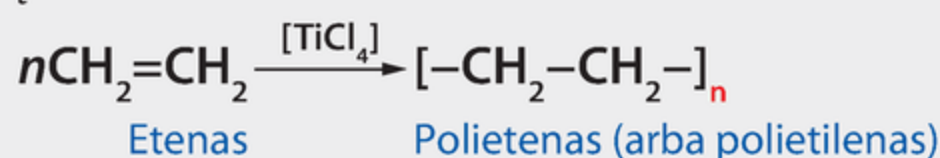
\*Prisiminkite 11 klasėje nagrinėtą katalizatorių poveikį (sieros rūgšties įtaka benzeno nitrinimo procesui).

Katalizatorių veikimas specifinis: dažnai katalizatorius veikia tik vieną cheminę reakciją ir suteikia jai tam tikrą greitį. Naudojant kitą katalizatorių, pakinta ne tik reakcijos greitis, bet gali pasikeisti ir reakcijos produktų sudėtis. Toks katalizatorių veikimas vadinamas *selektyviu*:



**?** Kurių tipų yra šios reakcijos?

Pereinamieji metalai ar jų junginiai pramonėje dažnai naudojami kaip katalizatoriai. Iš 38 paveikslo matyti, kad didžiausiu katalizatoriaus aktyvumu pasižymi VIIIB grupės metalai arba Fe pošeimio (Fe, Ru, Os) metalai. Pt, Pa ir Rh dedama į automobilių katalizinius konverterius (žr. p. 211). Cu ar CuO naudojami etanolio dehidrinimo reakcijoje, Ni – margarino hidrinimo\* reakcijoje, o  $TiCl_4$  alkenų polimerizacijoje\*\* pagal Ciglerio metodą.

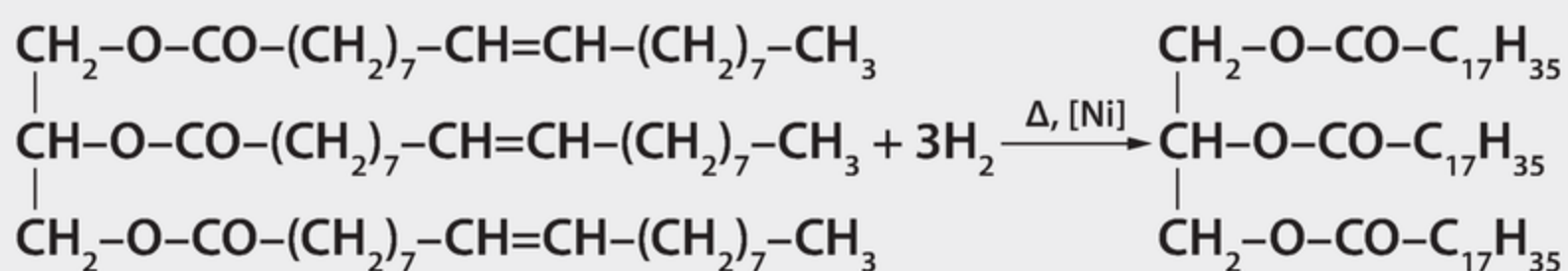


38 pav. Pereinamųjų metalų katalizinis aktyvumas gaminant amoniaką

\*Prisiminkite 11 klasėje nagrinėtą temą „Riebalai“: riebalų hidrinimas.

\*\*Prisiminkite 11 klasės organinės chemijos kursą: vienodų molekulių susijungimas į didesnes vadinamas *polimerizacijos reakcija*.





Medžiagos, kurios nėra reakcijos katalizatoriai, bet smarkiai suaktyvina katalizatoriaus veiklą, vadinamos **promotoriais**. Pavyzdžiui, bario, aliuminio, kalio oksidai gerokai padidina katalizatoriaus  $\text{V}_2\text{O}_5$  aktyvumą; Pt promotoriai yra Fe ir Al milteliai. Promotoriai padeda susidaryti naujiems aktyviesiems centrams katalizatoriaus paviršiuje.

Medžiagos, nors jų būna labai mažai, mažinančios katalizatoriaus aktyvumą, vadinamos **katalizatoriaus nuodais**. Platinos katalizatoriaus nuodai yra HCN,  $\text{H}_2\text{S}$ , arseno, seleno, telūro junginiai. Katalizatorių nuodų veikimas specifinis: vienus katalizatorius jie apnuodija, kitų neveikia. Katalizatorių nuodai adsorbuojami aktyviuosiuose katalizatoriaus centruose ir neleidžia reaguojančiosioms medžiagoms priartėti prie katalizatoriaus.

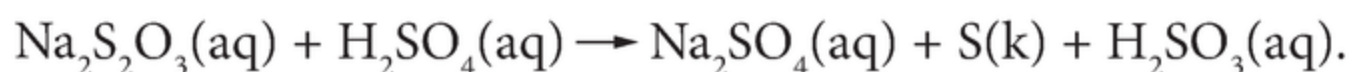
Medžiagos, kurių nedidelės koncentracijos smarkiai sulėtina cheminių reakcijų greitį, vadinamos **inhibitoriais**. Pavyzdžiui, deguonies pėdsakai chloro ir vandenilio dujų mišinyje labai sulėtina HCl susidarymo reakciją arba geležies tirpimą rūgštyje, žr. 5 reakciją lentelėje p. 172. Vienu atveju inhibitoriai veikia kaip teigiamojo katalizatoriaus nuodai, kitu atveju jie paverčia neaktyviomis aktyvintąsias reaguojančiųjų medžiagų daleles, kurios lemia didelį reakcijos greitį.

Inhibitoriai dažnai vartojami oksidacijos procesams skystajame kure, maistiniuose riebaluose, tepaluose sulėtinti. Pavyzdžiui, sieros dioksidas (E220) ir jo junginiai (sulfito rūgštis, natrio, kalio ir kalcio sulfitai E221–E228) neleidžia vaisiams, daržovėms ir bulvėms tamsėti, jie konservuoja maisto produktus.

## Laboratoriniai darbai

### 1. Reaguojančiųjų medžiagų koncentracijos įtaka reakcijos greičiui

Natrio tiosulfatas reaguoja su sieros rūgštimi:



Į vieną mėgintuvėlį įpilkite 5 ml, į antrą – 10 ml, į trečią – 15 ml 0,5 % koncentracijos natrio tiosulfato  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  tirpalo. Paskui į pirmąjį mėgintuvėlį įpilkite 10 ml, į antrąjį – 5 ml distiliuoto vandens. Taip gausite skirtingų koncentracijų tirpalus. Į visus tris mėgintuvėlius dar įpilkite po 5 ml 0,5 % koncentracijos  $\text{H}_2\text{SO}_4$  tirpalo ir tirpalus sumaišykite. Sekundmačiu nustatykite sieros rūgšties įpylimo laiką ir stebėkite, kada pradeda susidaryti elementinės sieros drumzlės (pieno baltumo) kiekviename mėgintuvėlyje. Laiko trukmę  $\tau$  sekundėmis nuo reagentų sumaišymo iki tirpalo susidrumstimo pradžios parašykite lentelėje.



Mėgintuvėlio nr.	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ tūris $a$ (ml)	$\text{H}_2\text{O}$ tūris $b$ (ml)	Reakcijos trukmė $\tau$ (s)	Santykinė $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ koncentracija $\frac{a}{a+b}$	Reakcijos greitis $v_1 = \frac{1}{\tau}$
1.	5	10			
2.	10	5			
3.	15	–			

Remdamiesi bandymo duomenimis, grafiškai pavaizduokite reakcijos greičio priklausomybę nuo reaguojančiųjų medžiagų koncentracijos ir parašykite išvadą.

## 2. Temperatūros įtaka reakcijos greičiui

Mėgintuvėlyje sumaišykite 5 ml 0,5 % koncentracijos sieros rūgšties ir 5 ml 0,5 % koncentracijos natrio tiosulfato tirpalus. Termometru išmatuokite kambario temperatūrą. Sekundmačiu nustatykite reakcijos trukmę  $\tau$  sekundėmis nuo tirpalų sumaišymo iki jų mišinio susidrumstimo.

Paskui atskirai į vieną mėgintuvėlį įpilkite 5 ml 0,5 % koncentracijos sieros rūgšties tirpalo, į antrą – 5 ml 0,5 % koncentracijos natrio tiosulfato tirpalo, o į trečią – vandeninio vandens. Į pastarąjį mėgintuvėlį įkiškite termometrą. Visus tris mėgintuvėlius įstatykite į stiklinę su karštu vandeniu. Tirpalus kaitinkite tol, kol jų temperatūra bus 10 laipsnių aukštesnė už kambario temperatūrą. Pašildytus tirpalus (sieros rūgšties ir natrio tiosulfato) ištraukite iš stiklinės, sumaišykite viename iš mėgintuvėlių. Stebėkite, per kiek laiko mišinys susidrumsčia.

## 3. Katalizatoriaus įtaka reakcijos greičiui

Į vandenilio peroksido tirpalą įberkite mangano dioksido katalizatoriaus ( $\text{MnO}_2$ ). Parašykite heterogeninės katalizės reakcijos lygtį. Prie atvirojo mėgintuvėlio galo prikiškite rusenančią balaną ir stebėkite, kaip ji užsidega.



[www.mkp.emokykla.lt/imo/lt](http://www.mkp.emokykla.lt/imo/lt) ir [www.mkp.emokykla.lt/saugi-chemija](http://www.mkp.emokykla.lt/saugi-chemija)

## Atsakykite į klausimus ir išspręskite uždavinius

1. Parašykite tiesioginės reakcijos  $2\text{CO}(\text{d}) + \text{O}_2(\text{d}) \rightarrow 2\text{CO}_2(\text{d})$  greičio kinetinę lygtį. Kaip pasikeis tiesioginės reakcijos greitis sistemos slėgį padidinus 3 kartus?

2. Kaip pasikeis reakcijos  $2\text{SO}_2(\text{d}) + \text{O}_2(\text{d}) \rightarrow 2\text{SO}_3(\text{d})$  greitis, jei sistemos tūrį sumažinsime 2 kartus?



3. Kiek reikėtų pakeisti  $\text{Cl}_2$  dujų koncentraciją, kad tiesioginės reakcijos  $2\text{Al(k)} + 3\text{Cl}_2\text{(d)} \rightarrow 2\text{AlCl}_3\text{(k)}$  greitis padidėtų 64 kartus?

4. Parašykite kristalohidrato skilimo reakcijos greičio matematinę išraišką (kinetinę lygtį).



5. Kiek kartų reikia padidinti  $\text{SO}_2$  koncentraciją, kad tiesioginės reakcijos  $2\text{SO}_2\text{(d)} + \text{O}_2\text{(d)} \rightarrow 2\text{SO}_3\text{(d)}$  greitis padidėtų 36 kartus?

6. Kuriai reaguojančiųjų medžiagų porai reaguojant cheminės reakcijos greitis bus didžiausias (Zn masė vienoda, o rūgščių yra perteklius)?

A Zn (granulės) ir HCl (0,1 mol/l)

B Zn (milteliai) ir  $\text{CH}_3\text{COOH}$  (0,1 mol/l)

C Zn (granulės) ir  $\text{CH}_3\text{COOH}$  (0,1 mol/l)

D Zn (milteliai) ir HCl (0,1 mol/l)

7. Reakcijos temperatūra padidėjo nuo 20 iki 60 °C. Kiek kartų padidės reakcijos, kurios temperatūrinis koeficientas 2, greitis?

8. Kurios bulvės greičiau išverda: nepjaustytos ar supjaustytos? Paaiškinkite kodėl.

# TERMOCHEMIJOS PAGRINDAI

Vykstant reakcijoms reaguojančiose medžiagose cheminiai ryšiai nutrūksta, o reakcijos produktuose susidaro nauji cheminiai ryšiai. Šių pokyčių metu sunaudojama arba išskiriama šiluma (žymima raide  $Q$ ). Mokslas, nagrinėjantis cheminių reakcijų šiluminius efektus, vadinamas **termochėmija**. Termochemijoje vartojamas specialus dydis **entalpija** (žymima  $H$ ). Vykstant reakcijai entalpija kinta, todėl prieš  $H$  rašomas pokyčio ženklas  $\Delta$ . Šilumos ir entalpijos ryšį parodo formulė

$$Q = -\Delta H$$

Pagal šiluminį efektą reakcijos skirstomos į egzotermes ir endotermes.

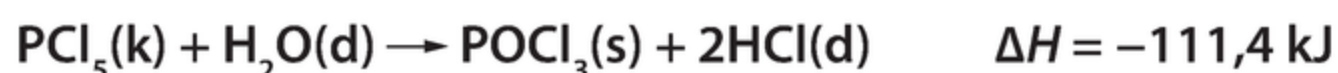
**Egzoterminių reakcijų** metu šiluma išsiskiria. Tačiau vykstant reakcijoms sistemos entalpija mažėja ( $\Delta H < 0$ ), nes mažėja sistemos vidinė energija.



**Endoterminių reakcijų** metu šiluma sunaudojama. Tačiau vykstant reakcijoms sistemos entalpija didėja ( $\Delta H > 0$ ), nes reaguojančios medžiagos sugeria energiją iš aplinkos.



Reakcijų lygtys, kuriose nurodomi entalpijos pokyčiai  $\Delta H$ , reaguojančiųjų medžiagų ir reakcijos produktų agregatinės būsenos (d – dujinė, s – skystoji, k – kietoji), vadinamos **termochėminėmis**.

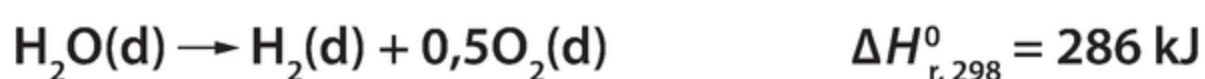


Ši termochėminė lygtis rodo, kad sureagavus 1 mol  $\text{PCl}_5$  su 1 mol  $\text{H}_2\text{O}$  susidarė 1 mol  $\text{POCl}_3$  ir 2 mol  $\text{HCl}$ , taip pat išsiskyrė 111,4 kJ šilumos.

Entalpijos pokytis, susidarant 1 mol sudėtinės medžiagos iš vieninių medžiagų, vadinamas **junginio susidarymo entalpija**. Junginio 1 mol skilimo į vienines medžiagas entalpija (šiluma) lygi junginio susidarymo entalpijai su priešingu ženklu. Junginio susidarymo entalpija nustatoma **standartinėmis sąlygomis**, t. y. kai **temperatūra 25 °C** (298 K) ir slėgis  $p = 1 \text{ atm} = 101,325 \text{ kPa}$ , žymima  $\Delta H_{\text{junginio}, 298}^0$ .

Daugumos **medžiagų susidarymo entalpija**  $\Delta H_{\text{junginio}, 298}^0$  kJ/mol nurodoma termochėminių dydžių lentelėse. **Vieninių medžiagų susidarymo entalpija lygi nuliui**.

Kadangi termochėminėse lygtyse medžiagų formulės reiškia medžiagų kiekius, tai lygtyse rašomi ir trupmeniniai koeficientai.



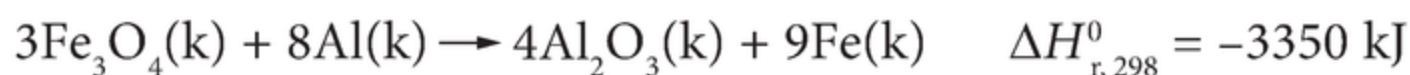
$\Delta H_{r, 298}^0$  – reakcijos entalpija (STP).

Termochėminių lygčių  $\Delta H$  vertė ir lygties koeficientai yra susiję.



**Uždavinių pavyzdžiai**

1. Duota termocheminė lygtis:



Apskaičiuokite išsiskyrusios šilumos kiekį, kai sureaguoja 0,5 mol  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ .

**Sprendimas**

Iš termocheminės lygties matyti, kad sureagavus 3 mol  $\text{Fe}_3\text{O}_4$  su 8 mol Al išsiskiria 3350 kJ šilumos.

Apskaičiuojame išsiskyrusios šilumos kiekį, kai sureaguoja 0,5 mol  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ :

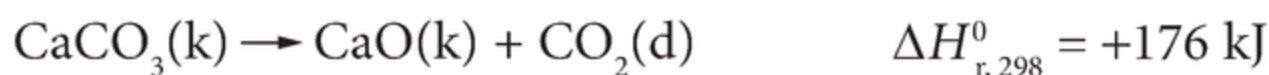
$$3 \text{ mol } \text{Fe}_3\text{O}_4 - 3350 \text{ kJ};$$

$$0,5 \text{ mol } \text{Fe}_3\text{O}_4 - x \text{ kJ};$$

$$x = 558,33 \text{ kJ}.$$

*Atsakymas:* sureagavus 0,5 mol  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ , išsiskiria 558,33 kJ šilumos.

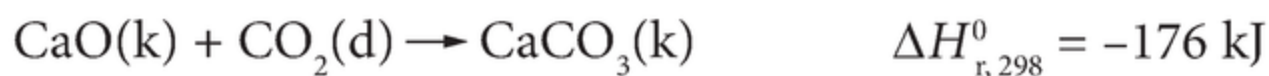
2. Statybinių medžiagų pramonėje negesintos kalkės CaO gaunamos išdeginant klintis  $\text{CaCO}_3$ . Termocheminė degimo reakcijos lygtis yra tokia:



Parašykite negesintų kalkių ir anglies(IV) oksido jungimosi termocheminę lygtį.

**Sprendimas**

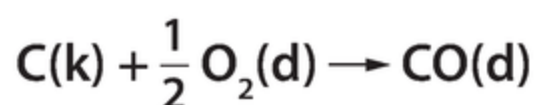
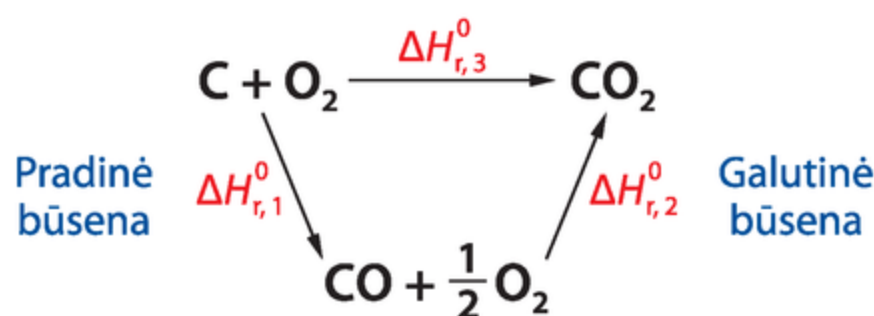
Žinome, kad junginio 1 mol skilimo entalpija lygi junginio susidarymo entalpijai su priešingu ženklu. Parašome negesintų kalkių ir anglies(IV) oksido jungimosi reakcijos termocheminę lygtį:



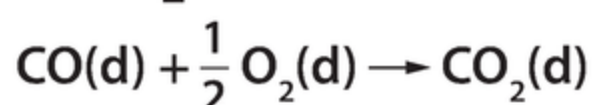
Termocheminiai skaičiavimai atliekami remiantis energijos tvermės dėsniu. 1840 metais Germanas Hesas atrado dėsningumą, kuris vėliau buvo pavadintas **Hèso dėsniu**: *cheminių reakcijų entalpijos pokytis priklauso tik nuo reaguojančiųjų medžiagų ir reakcijos produktų rūšies ir būsenos, bet nepriklauso nuo produktų susidarymo būdo*. Vadinasi, reakcijos šiluminis efektas nepriklauso nuo to, koku būdu reakcija vyksta, o priklauso tik nuo pradinės ir galutinės sistemos būsenos. Pavyzdžiui, deginant anglį, kai deguonies kiekis yra pakankamas, vyksta tokia reakcija:



Pirmiausia susidaro CO, kuris toliau virsta  $\text{CO}_2$ .



$$\Delta H_{r,1}^0 = -110,7 \text{ kJ}$$



$$\Delta H_{r,2}^0 = -284,7 \text{ kJ}$$

$$\Delta H_{r,3}^0 = \Delta H_{r,1}^0 + \Delta H_{r,2}^0 = -395,4 \text{ kJ}$$

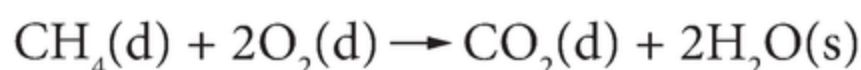
Matome, kad  $\Delta H_{r,3}^0 = \Delta H_{r,1}^0 + \Delta H_{r,2}^0$ . Taigi  $\text{CO}_2$  susidarymo entalpija lygi tarpinių stadijų – CO ir tolesnio jo oksidavimo iki  $\text{CO}_2$  – entalpijų pokyčių sumai.

Termocheminiams skaičiavimams taikoma tokia matematinė **Heso dėsnio išraiška**: *cheminės reakcijos entalpijos pokytis gaunamas iš reakcijos produktų susidarymo entalpijų sumos atėmus reaguojančiųjų medžiagų susidarymo entalpijų sumą.*

$$\Delta H_r^0 = H_{\text{reak. prod.}}^0 - \sum \Delta H_{\text{reag. medž.}}^0$$

### Uždavinių pavyzdžiai

1. Apskaičiuokite metano degimo reakcijos entalpijos pokytį.



Junginių susidarymo entalpijos:

$$\Delta H_{\text{CH}_4}^0 = -74,85 \text{ kJ/mol}; \quad \Delta H_{\text{CO}_2}^0 = -393,51 \text{ kJ/mol}; \quad \Delta H_{\text{H}_2\text{O}}^0 = -285,84 \text{ kJ/mol}.$$

### Sprendimas

Prisimindami, kad vieninių medžiagų entalpija lygi nuliui, metano degimo reakcijos entalpijos pokytį apskaičiuojame pagal Heso dėsnį.

$$\Delta H_r^0 = (\Delta H_{\text{CO}_2}^0 + 2\Delta H_{\text{H}_2\text{O}}^0) - (\Delta H_{\text{CH}_4}^0 + 2\Delta H_{\text{O}_2}^0)$$

$$\Delta H_r^0 = (1 \text{ mol} \cdot (-393,51 \text{ kJ/mol}) + 2 \text{ mol} \cdot (-285,84 \text{ kJ/mol}) - (1 \text{ mol} \cdot (-74,85 \text{ kJ/mol}) + 1 \text{ mol} \cdot 0 \text{ kJ/mol}) = -892,34 \text{ kJ}$$

*Atsakymas:* degant metanui, išsiskiria 892,34 kJ šilumos; reakcija egzoterminė.

2. Vyksta fotosintezės reakcija:



Kiekvienas Žemės paviršiaus  $\text{cm}^2$  per minutę gauna 2 J Saulės energijos. Kiek reikia laiko, kad susidarytų 0,9 g gliukozės, jei medelis turi 10 lapų, kurių kiekvieno plotas  $10 \text{ cm}^2$ ? Saulės energijos panaudojama 10 %.



**Sprendimas**

Apskaičiuojame energijos kiekį, reikalingą fotosintezės metu 0,9 g gliukozės gauti:

$$180 \text{ g C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 - 2692 \text{ kJ};$$

$$0,9 \text{ g} - x \text{ kJ};$$

$$x = 13,46 \text{ kJ}.$$

Dešimt lapų per 10 min sugers Saulės energijos:

$$2 \text{ J/cm}^2 \cdot 10 \text{ min} \cdot 10 \text{ cm}^2 = 200 \text{ J/min}.$$

Atsižvelgdami į Saulės energijos panaudojimą, sudarome proporciją:

$$200 \text{ J/min} - 100 \%;$$

$$y - 10 \%;$$

$$y = 20 \text{ J/min}.$$

Apskaičiuojame laiką, reikalingą 13,46 kJ energijos pasisavinti:

$$\tau = \frac{13460 \text{ J}}{20 \text{ J/min}} = 673 \text{ min} = 11,22 \text{ h}.$$

*Atsakymas:* 11,22 valandos.

Šiluminių reiškinių, vykstančių medžiagoms tirpstant, pavyzdį žr. 67 p.

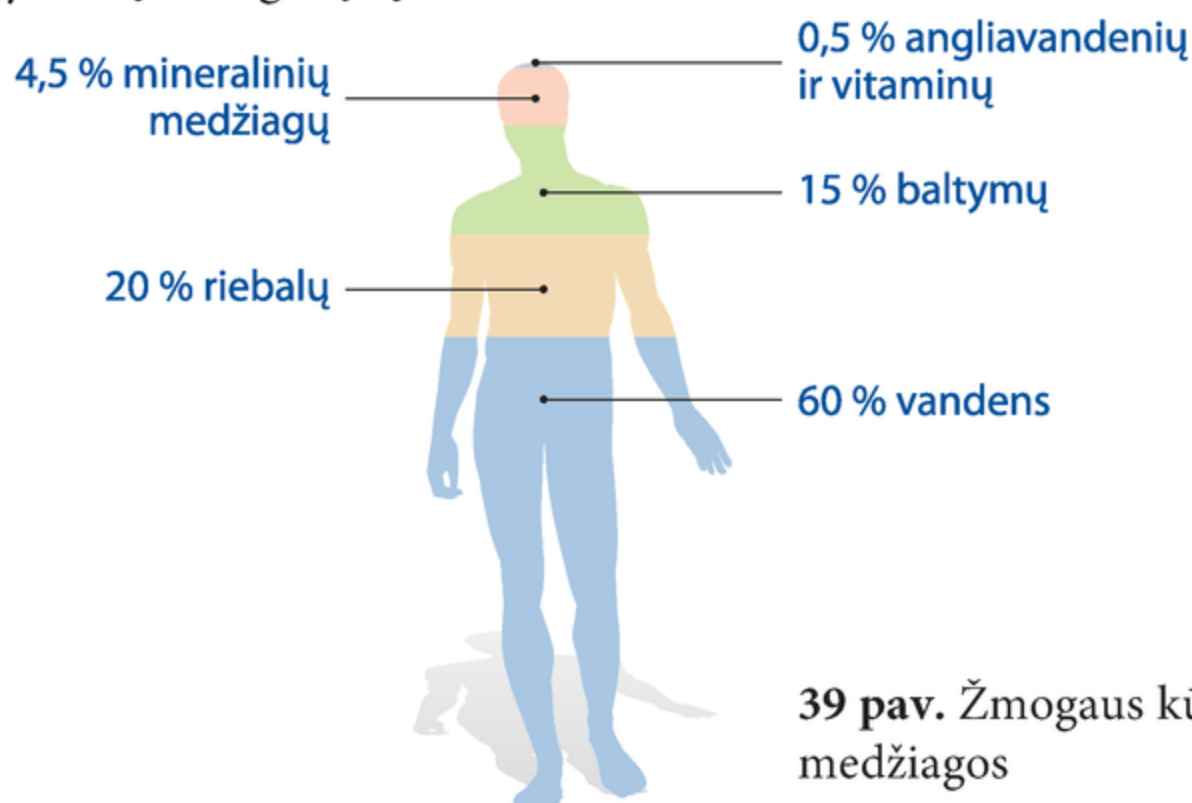


Atlikite bandymą.

Į stiklinę įpilkite 100 ml vandens ir pastatykite ją ant nedidelio **drėgno** kartono lapo. Smarkiai maišydami, stiklinėje ištirpdykite 50–60 g amonio nitrato. Stebėkite bandymą ir padarykite išvadą.

## Maisto produktų energinė vertė (kaloringumas)

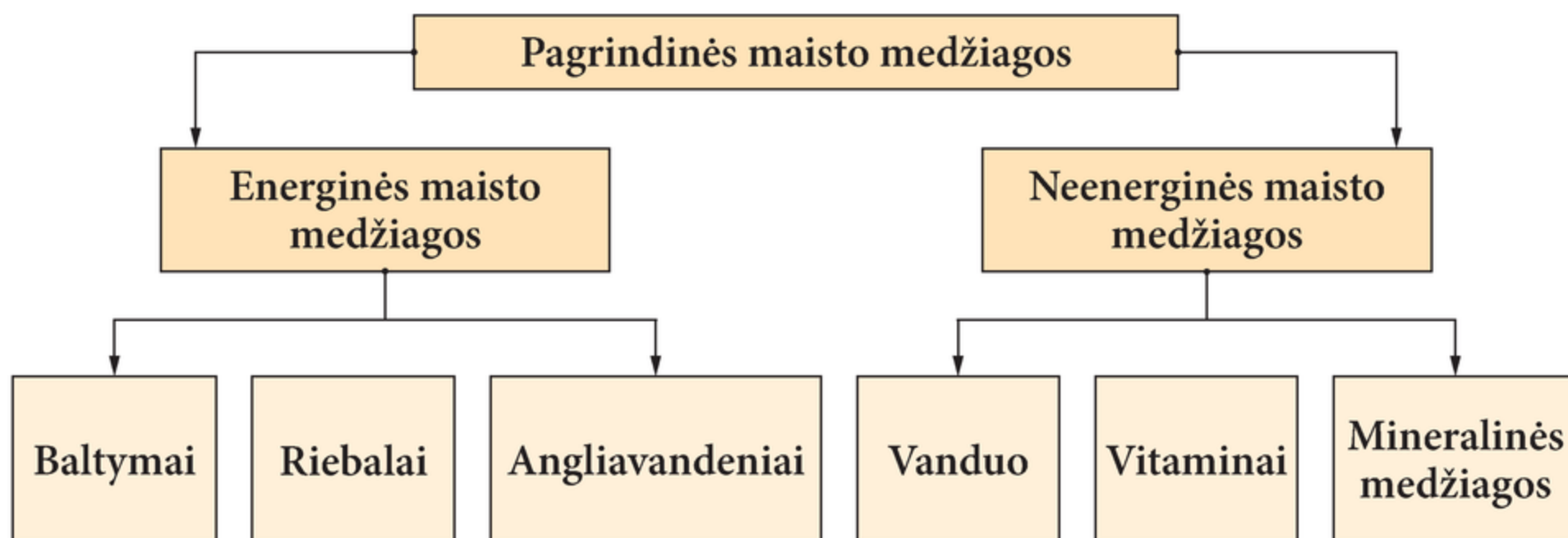
Žmogus energijos gauna iš maisto ir gėrimų. Pagrindinių maisto medžiagų yra žmogaus (39 pav.), gyvūnų ir augalų ląstelėse.



**39 pav.** Žmogaus kūno maisto medžiagos

Kaip skirstomos pagrindinės maisto medžiagos, žr. 40 paveiksle.

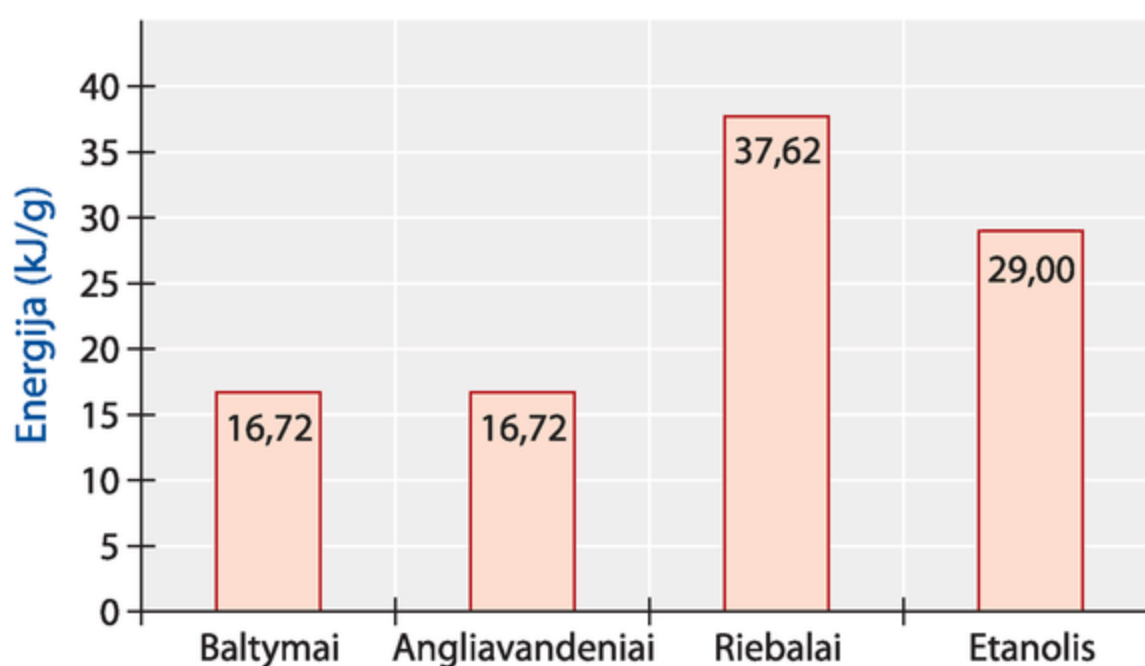
Maisto medžiagų normos įvairaus amžiaus žmonėms yra nustatytos ir gerai ištirtos. Tačiau jos labai priklauso nuo kintančių gyvenimo sąlygų, be to, kiekvieno žmogaus maisto poreikiai skirtingi. Kuo mažiau žmogus fiziškai aktyvus, tuo mažiau jam reikia ir maisto medžiagų.



40 pav. Pagrindinės maisto medžiagos

Mitybai subalansuoti siūloma taikyti taisyklę *4A2B1R* (4 dalys angliavandenių, 2 dalys baltymų ir 1 dalis riebalų). Maiste turi būti augalinių (ankštinių augalų, kruopų, duonos, riešutų) ir gyvūninių (pieno, varškės, sūrio, žuvų, kiaušinių) baltymų. Žmogui reikia gauti augalinių (aliejų, riešutų, saulėgrąžų) ir gyvūninių (mėsos, lašinių, žuvų) riebalų. Angliavandenių poreikis 3–4 kartus didesnis negu riebalų. Vertingiausių angliavandenių (krakmolo, fruktozės, ląstelienos, pektinų) gausu duonoje, kruopose, vaisiuose, uogose, meduje. Mažiausiai vertingas angliavandenis yra cukrus (sacharozė), be kurio galima gyventi (8 lentelė).

Maisto medžiagų ir alkoholinių gėrimų kaloringumui palyginti pateikiama diagrama (41 pav.).



41 pav. Maisto medžiagų ir etanolio kaloringumas



**Įdomu.** 70 kg žmogaus kūne sukauptą energiją

Pavadinimas	Energija	
	<i>kJ</i>	<i>Proc.</i>
Riebalai	500 000	82,9
Proteinai (raumenų audiniuose)	100 000	16,6
Glikogenas* (kepenyse ir raumenyse)	2600	0,40
Gliukozė (kraujyje)	170	< 0,10

\***Glikogėnas** – svarbiausias žmogaus ir gyvūnų polisacharidas, sudarytas iš gliukozės liekanų.

Prisiminkite 11 klasės organinės chemijos kursą: glikogenas – atsarginė medžiaga, kurią organizmas gali paversti gliukoze, ypač daug glikogeno kepenyse (apie 10 %).

Nors riebalai sudaro tik 12 kg žmogaus, sveriančio 70 kg, kūno masės, tačiau jie suteikia daugiausia energijos. Kad tokį pat energijos kiekį sukauptų angliavandeniai, žmogus turėtų sverti 144 kg.

**8 lentelė. Maisto produktų kaloringumas\***

Produkto pavadinimas	Apytikslė cheminė sudėtis (masė %)				kJ/100 g produkto
	vanduo	baltymai	riebalai	angliavandeniai	
Sviestas	15,4	0,50	83,5	–	3880
Margarinas	15,7	0,50	82,0	0,4	3200
Cukrus	0,10	–	–	99,9	1720
Šokoladiniai saldainiai	7,80	3,60	9,90	77,7	1780
Sausainiai	5,70	11,6	10,5	71,2	1830
Ruginė duona	37,2	7,90	0,80	52,6	1070
Įvairios kruopos	14,0	12,0	1,00	73,0	1450
Makaronai	13,0	11,0	0,90	72,2	1500
Kiauliena	42,0	12,8	33,0	–	1500

Jautiena	34,2	12,9	26,6	–	1250
Vištiena	31,1	9,50	4,80	–	350
Kalakutiena	30,3	11,3	3,90	–	340
Bulvės	56,2	1,50	–	16,8	300
Bananai	44,4	0,90	–	13,4	250
Pomidorai	79,5	0,50	–	3,60	80
Obuoliai	76,2	0,30	–	10,0	185
Žali svogūnai	74,0	1,00	–	3,50	75
Pienas	87,6	3,30	3,20	4,70	280
Grietinė (20 %)	72,8	2,80	20,0	3,80	890
Varškė (9 %)	72,7	14,2	9,80	2,60	650
Sūris (Olandiškas)	35,7	21,7	28,4	–	1500
Ledai (Eskimo)	56,0	3,20	20,4	19,7	1200
Medus	18,0	0,40	–	81,3	1400

\*Dažnai maisto produktų etiketėse rašomas kitas energijos mato vienetas kalorija:  
 $1 \text{ cal} = 4,18 \text{ J}$ .

Organizme skylančioms energinėms medžiagoms, gaminama energija, kuri būtina organizmo gyvybinei veiklai palaikyti (širdies darbui, kvėpavimui, pastoviai temperatūrai). Mokiniam per dieną reikėtų gauti 10 500–11 500 kJ energijos. Būtiną energijos kiekį labai priklauso nuo žmogaus lyties, amžiaus, svorio, ūgio ir dirbamo darbo. Vyrams paros energijos norma – 9000–12 000 kJ, o moterims – 7000–9000 kJ. Žmonėms, dirbantiems fizinį darbą, ši energijos norma yra daug didesnė\*.

\**Idomu.* Japonijos sumo imtynininkų paros energijos norma ~30 000 kJ.





*Sakoma: „Ligų tėvas nežinomas, o motina žinoma visada – tai netinkama mityba.“*

Pastaruoju metu daug rašoma ir kalbama apie racionalią ir subalansuotą mitybą. Mūsų protėviai valgė įvairų ir savo pačių pagamintą maistą. Valgė daug, bet ir sunkiai fiziškai dirbo. Dabar dauguma žmonių gyvena miestuose, dirba nesunkų fizinį darbą, patiria daug stresų ir valgo greitai pagaminamą maistą, kuriame gausu riebalų. Tyrimais įrodyta, kad su maistu gaunant per daug riebalų didėja žmogaus svoris, prastėja mokymasis ir atmintis. Žmonės turėtų vengti maisto, kuriame yra *trans*-riebiųjų karboksirūgščių (prisiminkite 11 klasės kursą: kas yra *trans*-izomerija ir riebiosios rūgštys?), didinančių triglicerido ir cholesterolio kiekį organizme. Tačiau *trans*-riebiųjų karboksirūgščių yra beveik visuose maisto produktuose. Gamintojai dažnai deda šių riebalų į maisto produktus, kad jie ilgiau galiotų.

**Sutrumpinus maisto galiojimo laiką būtų galima pailginti žmonių gyvenimo metus.**

Kūno masės indeksas (KMI) – kūno masės ir ūgio santykio rodiklis, pagal kurį nustatoma, ar žmogaus masė normali, ar yra antsvorio, ar jau nutukimas (9 lentelė). Šis indeksas apskaičiuojamas pagal formulę, 1870 metais pasiūlytą belgų mokslininko Adolfo Ketlės.

$$\text{KMI} = \frac{\text{kūno masė (kg)}}{\text{ūgis}^2 (\text{m}^2)}$$

**9 lentelė. Antsvorio mažinimas remiantis KMI**

KMI vertė	Gydymas
Mažiau negu 18,5	Per maža masė.
18,5–24,9 (normalus)	Gydymas nereikalingas. Norint išlaikyti tokią kūno masę, patariama sveikai maitintis ir būti fiziškai aktyviam.
25–29,9 (antsvoris)	Sumažinti kalorijų kiekį ir didinti fizinį aktyvumą. Keisti įpročius ir stengtis, kad svoris ne didėtų, bet mažėtų.
30–39,9 (antsvoris)	Sumažinti kalorijų kiekį ir didinti fizinį aktyvumą. Keisti įpročius ir stengtis, kad svoris nedidėtų. Vartoti svorio koreguojamuosius vaistus.
> 40 (nutukimas)	Sumažinti kalorijų kiekį ir didinti fizinį aktyvumą. Keisti įpročius ir stengtis, kad svoris nedidėtų. Vartoti svorio koreguojamuosius vaistus. Jei šis gydymas nesėkmingas, taikyti chirurginį gydymą.

Nutukę žmonės labiau rizikuoja susirgti įvairiomis ligomis: cukriniu diabetu, tulžies pūslės akmenlige, hiperlipidemija ir kt., padidėja rizika susirgti vėžiu.

**?** Apskaičiuokite savo KMI.

Norint sumažinti antsvorį būtina sportuoti ar fiziškai dirbti\*. Be to, reguliuojant kūno masę pravartu žinoti apytiksles energijos sąnaudas (10 lentelė).

#### 10 lentelė. Fizinio krūvio apytikslės energijos sąnaudos

Fizinis aktyvumas	Energijos sąnaudos (kJ/min)
Bėgimas (9 km/h)	38
Krepšinis	38
Lipimas laiptais (60 laiptelių/min)	38
Daržo kasimas	32
Malkų skaldymas	32
Ėjimas (5 km/h)	32
Lipimas laiptais (40 laiptelių/min)	32
Grindų plovimas	23
Šokiai (valsas)	23
Apsipirkimas parduotuvėje	17
Kilimų valymas	17
Lipimas laiptais (20 laiptelių/min)	16
Lovos klojimas	15
Langų valymas	15
Lėtas plaukimas	15
Skalbinių lyginimas	11
Bulvių skutimas	11
Indų plovimas	11
Važiavimas dviračiu (10 km/h)	11
Sėdėjimas	6



**\*Idomu.** 16 936 Harvardo (JAV) universiteto studentai dalyvavo fizinio aktyvumo tyrime. Buvo nustatyta, kad per savaitės treniruotes sudeginant 8400 kJ energijos galima pailginti gyvenimą apie 916 dienų. Baltimorės medikai apskaičiavo: tokiam energijos kiekiui sudeginti kiekvieną savaitę reikia užlipti 5000 laiptelių, t. y. skirti 101,6 dienos, tada gyvenimas pailgėtų 814,6 dienos.

Mėgindami išsiaiškinti ryšį tarp žmonių kūno masės indekso ir mirtingumo, 1994–2007 metais Portlendo universiteto mokslininkai atliko tyrimą, kuriame dalyvavo 11 326 žmonės. Tyrimo duomenimis, tikimybė, kad liesi žmonės, lyginant su normalios kūno masės žmonėmis, gyvens ilgai, yra mažesnė negu 70 %, o nutukę žmonės – tik 36 %. Pasak mokslininkų, 17 % didesnė tikimybė, jog žmonės, kurių antsvoris nedidelis, gyvens ilgiau už visus kitus.

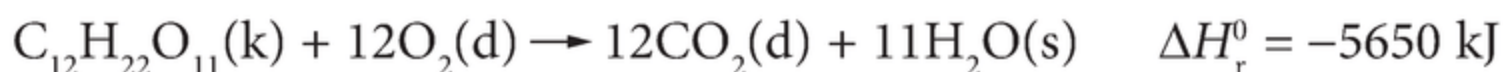
Panašų tyrimą atliko ir Japonijos mokslininkai. 12 metų stebėję 50 tūkstančių nuo 40 iki 79 metų amžiaus žmonių, išsiaiškino, kad tie, kurie 40 metų turėjo šiek tiek antsvorio, gyvena vidutiniškai 6–7 metais ilgiau negu liesi žmonės.

Pagal [www.delfi.lt](http://www.delfi.lt), 2009 m. birželio mėn. 25 d.

**Atkreipkite dėmesį, kad rašoma tik apie gyvenimo trukmę, bet ne apie jo kokybę.**

### Uždavinio pavyzdys

Kiek energijos gavo žmogus, suvalgęs du „Tic tac“ žirnelius, jei viename žirnelyje yra 0,5 g sacharozės? Sacharozės oksidacijos reakcijos lygtis:



### Sprendimas

Apskaičiuojame sacharozės masę, kurią suvalgo žmogus:

$$m(\text{sacharozės}) = 2 \cdot 0,5 \text{ g} = 1 \text{ g}.$$

Apskaičiuojame energijos kiekį, kurį žmogus gauna iš dviejų „Tic tac“ žirnelių:

$$M(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) = 342 \text{ g/mol};$$

$$342 \text{ g} - 5650 \text{ kJ};$$

$$1 \text{ g} - x \text{ kJ};$$

$$x = 16,52 \text{ kJ}.$$

Atsakymas: žmogus gavo 16,52 kJ energijos.



**Atsakykite į klausimus ir išspręskite uždavinius**

1. Kietoji medžiaga yra tirpdoma vandenyje. Kuris požymis rodo, kad vyksta endoterminis procesas?

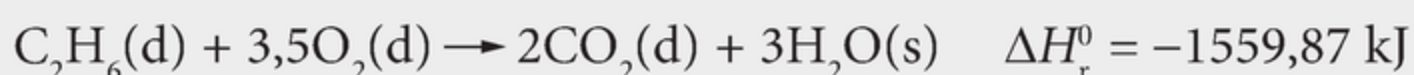
- A Dujų išsiskyrimas.
- B Tirpalo spalvos pasikeitimas.
- C Tirpalo temperatūros padidėjimas.
- D Tirpalo temperatūros sumažėjimas.

2. Ar gautų žmogus 8000 kJ energijos per dieną suvalgęs 100 g „Gintarinių“ makaronų, kurių sudėtis tokia: 10,4 g baltymų, 67,7 g angliavandenių ir 1,1 g riebalų? Spręsdami uždavinį, remkitės 41 paveiksle pateikiamais duomenimis.

3. Kiek kJ šilumos išsiskirs sudeginus 6,4 g sieros, jei reakcijos šiluminis efektas yra 300 kJ? Parašykite termocheminę lygtį.

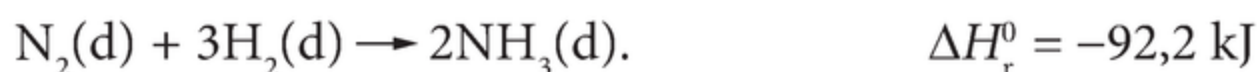
4. 100 ml giros yra 0,5 g baltymų ir 7,68 g angliavandenių. Kiek giroje yra riebalų, jei 100 ml giros energinė vertė 136,85 kJ? Spręsdami uždavinį, remkitės 41 paveiksle pateikiamais duomenimis.

5. Termocheminė etano degimo reakcijos lygtis:



Apskaičiuokite etano susidarymo entalpiją. Junginių susidarymo entalpijos:  $\Delta H_{\text{CO}_2}^0 = -393,51 \text{ kJ/mol}$ ,  $\Delta H_{\text{H}_2\text{O}}^0 = -285,84 \text{ kJ/mol}$ .

6. Termocheminė amoniako gamybos lygtis:



Apskaičiuokite, kiek šilumos išsiskirs sunaudojus 21 g azoto.



# CHEMINĖ PUSIAUSVYRA

Cheminės reakcijos yra *grįžtamosios* ir *negrįžtamosios* (išsamiau žr. p. 83). Vykstant A ir B medžiagų reakcijai



A ir B medžiagų koncentracijos mažėja, o tai reiškia, kad mažėja ir tiesioginės reakcijos greitis. Tačiau didėja reakcijos produktų C ir D koncentracijos, kartu didėja ir nuo jų priklausantis atvirkštinės reakcijos greitis. Taikydami veikiančiųjų masių dėsnį, parašome tiesioginės ir atvirkštinės reakcijos greičio lygtis.

Tiesioginė reakcija

$$v_{\text{ties.}} = k_1 \cdot [A]^m \cdot [B]^n$$

Atvirkštinė reakcija

$$v_{\text{atv.}} = k_2 \cdot [C]^s \cdot [D]^p$$

Tam tikru momentu abiejų reakcijų greičiai susilygina, t. y.  $v_{\text{ties.}} = v_{\text{atv.}}$  (*bet nelygūs nuliui*). Tokia proceso būsena vadinama *chemine pusiausvyra* (42 pav.).

Medžiagų koncentracijos esant cheminei pusiausvyrai vadinamos *pusiausvirosiomis koncentracijomis*. Schemiškai pavaizduojame homogeninę reakciją:



Kadangi  $v_{\text{ties.}} = v_{\text{atv.}}$ , tai įrašę koncentracijų išraiškas gauname:

$$k_1 \cdot [A]^m \cdot [B]^n = k_2 \cdot [C]^s \cdot [D]^p.$$

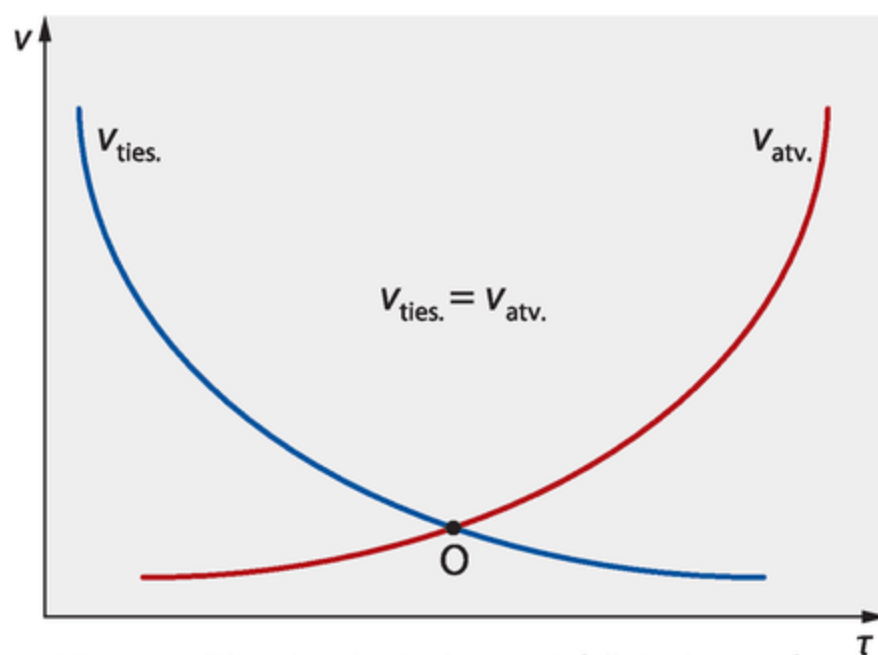
Pertvarkę gauname:

$$K = \frac{k_1}{k_2} = \frac{[C]^s \cdot [D]^p}{[A]^m \cdot [B]^n}$$

arba

$$K = \frac{k_1}{k_2} = \frac{c_C^s \cdot c_D^p}{c_A^m \cdot c_B^n}$$

$K$  – cheminės pusiausvyros konstanta.



42 pav. Tiesioginės ir atvirkštinės reakcijos greičio kitimas (taškas O atitinka pusiausvyrą)



Cheminės pusiausvyros konstanta  $K$  reiškia dviejų pastoviųjų dydžių  $k_1$  ir  $k_2$  santykiu arba reakcijos produktų koncentracijų ir reaguojančiųjų medžiagų koncentracijų sandaugų santykiu. Kuo  $K$  vertė yra didesnė, tuo didesnės reakcijos produktų koncentracijos pusiausvyros metu. ***Pusiausvyros konstanta priklauso nuo reaguojančiųjų medžiagų savybių ir temperatūros, todėl apskaičiuojant konstantą reikia nurodyti, kokioje temperatūroje ji yra nustatyta.*** Jei reaguojančiosios medžiagos yra dujos, tai pusiausvyros konstantą galima išreikšti šių medžiagų daliniais (parcialiniais)\* slėgiais:

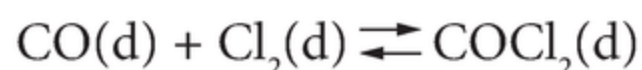
$$K_p = \frac{p_C^s \cdot p_D^p}{p_A^m \cdot p_B^n}$$

\****Dalinis (parciālinis) slėgis*** – dujų mišinio vienos sudedamosios dalies slėgis.

***Pusiausvyros konstanta gali turėti matavimo vienetus arba būti bematė. Tai priklauso nuo to, kokiais vienetais matuojamos medžiagų koncentracijos.***

### Uždavinių pavyzdžiai

1. Apskaičiuokite grįžtamosios reakcijos



pusiausvyros konstantą ir pradinę  $\text{Cl}_2$  koncentraciją, jei pusiausvyros koncentracijos:  $[\text{CO}]_{\text{pus.}} = 2 \text{ mol/l}$ ,  $[\text{Cl}_2]_{\text{pus.}} = 3 \text{ mol/l}$ ,  $[\text{COCl}_2]_{\text{pus.}} = 0,2 \text{ mol/l}$ .

### Sprendimas

Apskaičiuojame pusiausvyros konstantą:

$$K = \frac{[\text{COCl}_2]}{[\text{CO}] \cdot [\text{Cl}_2]} = \frac{0,2 \text{ mol/l}}{2 \text{ mol/l} \cdot 3 \text{ mol/l}} = 0,33 \text{ l/mol.}$$

Iš reakcijos lygties matyti: reaguojant 1 moliui  $\text{Cl}_2\text{(d)}$  susidaro 1 molis  $\text{COCl}_2\text{(d)}$ .

Apskaičiuojame  $\text{Cl}_2\text{(d)}$  kiekį, reikalingą 0,2 molio  $\text{COCl}_2\text{(d)}$  susidaryti:

1 mol  $\text{Cl}_2$  – 1 mol  $\text{COCl}_2$ ;

$[\text{Cl}_2]_{\text{sureagav.}} = 0,2 \text{ mol}$ ;

$[\text{Cl}_2]_{\text{sureagav.}} = 0,2 \text{ mol}$ .

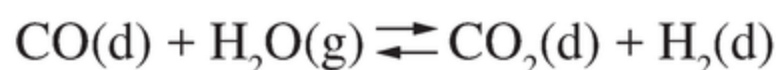
Prisimindami, kad reaguojančiųjų medžiagų koncentracijos bėgant laikui mažėja, apskaičiuojame  $[\text{Cl}_2]_{\text{prad.}}$  koncentraciją:

$$[\text{Cl}_2]_{\text{prad.}} = [\text{Cl}_2]_{\text{pus.}} + [\text{Cl}_2]_{\text{sureagav.}} = 2 \text{ mol} + 0,2 \text{ mol} = 2,2 \text{ mol.}$$

**Atsakymas:**  $K = 0,33 \text{ l/mol}$ , o  $[\text{Cl}_2]_{\text{prad.}} = 2,2 \text{ mol}$ .



## 2. Apskaičiuokite grįžtamosios reakcijos



medžiagų pusiausvirąsias koncentracijas.

Pradinės medžiagų koncentracijos:  $[\text{CO}]_{\text{prad.}} = 0,1 \text{ mol/l}$ ,  $[\text{H}_2\text{O}]_{\text{prad.}} = 0,4 \text{ mol/l}$ , o pusiausvyros konstanta  $K = 1$ .

**Sprendimas**

Tarkime, kad pusiausvyros metu  $[\text{CO}_2]_{\text{pus.}}$  koncentracija yra  $x \text{ mol/l}$ . Kadangi reaguoja po 1 molį medžiagos, tai 1 moliui  $\text{CO}_2$  susidaryti turi sureaguoti po 1 molį  $\text{CO}$  ir  $\text{H}_2\text{O}$ .

Užrašome  $\text{CO}$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{CO}_2$  ir  $\text{H}_2$  pusiausvirąsias koncentracijas.

$$[\text{CO}]_{\text{pus.}} = 0,1 - x \text{ mol/l}$$

$$[\text{CO}_2]_{\text{pus.}} = x \text{ mol/l}$$

$$[\text{H}_2\text{O}]_{\text{pus.}} = 0,4 - x \text{ mol/l}$$

$$[\text{H}_2]_{\text{pus.}} = x \text{ mol/l}$$

Apskaičiuojame pusiausvirąsias  $\text{CO}_2$  ir  $\text{H}_2$  koncentracijas taikydami pusiausvyros konstantos formulę.

$$K = \frac{x \cdot x}{(0,1 - x) \cdot (0,4 - x)} = 1; \quad K = \frac{x^2}{(0,1 - x) \cdot (0,4 - x)} = 1$$

$$x = [\text{CO}_2]_{\text{pus.}} = [\text{H}_2]_{\text{pus.}} = 0,08 \text{ mol/l}$$

Apskaičiuojame pusiausvirąsias  $\text{CO}$  ir  $\text{H}_2\text{O}$  koncentracijas.

$$[\text{CO}]_{\text{pus.}} = 0,1 - 0,08 = 0,02 \text{ mol/l}$$

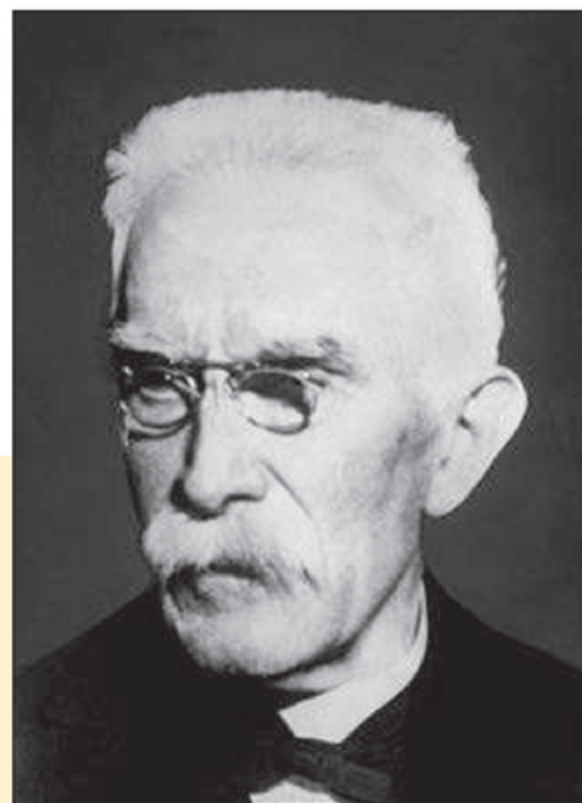
$$[\text{H}_2\text{O}]_{\text{pus.}} = 0,4 - 0,08 = 0,32 \text{ mol/l}$$

**Atsakymas:** pusiausvriosios koncentracijos:  $[\text{CO}_2]_{\text{pus.}} = [\text{H}_2]_{\text{pus.}} = 0,08 \text{ mol/l}$ ,  $[\text{CO}]_{\text{pus.}} = 0,02 \text{ mol/l}$ ,  $[\text{H}_2\text{O}]_{\text{pus.}} = 0,32 \text{ mol/l}$ .

## Cheminės pusiausvyros poslinkis

Įvairių veiksnių įtaką cheminei pusiausvyrai parodo **Le Šateljė principas: keičiant vieną iš sąlygų – temperatūrą, koncentraciją, slėgį, sistemos cheminė pusiausvyra slenkasi į tą pusę, kur priešinamasi sąlygos pokyčiui.**

**Anri Luis Le Šateljė (1850–1936)** – prancūzų fiziko-chemikas. 1884 metais jis suformulavo dinaminės pusiausvyros principą. Kartu su kitais mokslininkais teoriškai ir praktiškai tyrė medžiagų degimą ir sprogimą, taip pat cemento kietėjimo reakcijas.

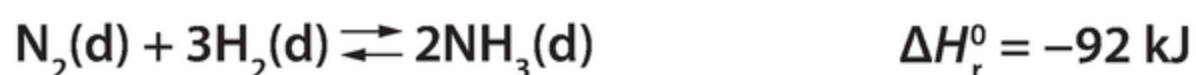




Le Šateljė principas labai dažnai taikomas praktikoje. Juo remiantis sudaromos tokios cheminių procesų sąlygos, kad gaunamų produktų išeiga būtų didžiausia. Šį principą galima taikyti ne tik cheminėms reakcijoms, bet ir daugeliui kitų procesų: kondensavimui, kristalinimui, lydymuisi ir pan.

### Temperatūros įtaka cheminei pusiausvyrai

*Keliant temperatūrą, cheminė pusiausvyra slenkasi endoterminės reakcijos kryptimi, o mažinant – egzoterminės reakcijos kryptimi.* Pavyzdžiui, jeigu vykstant egzoterminei reakcijai

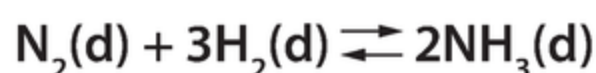


pakelsime temperatūrą, pusiausvyra pasislinks amoniako skilimo į reaguojančiąsias medžiagas kryptimi ir, atvirkščiai, sumažinus temperatūrą – amoniako susidarymo kryptimi.

Ši reakcija labai svarbi gaminant azoto rūgštį. Amoniako išeiga priklauso nuo slėgio ir temperatūros. Pramonėje amoniakas gaunamas 500 °C temperatūroje ir esant 300 atm slėgiui.

### Koncentracijos įtaka cheminei pusiausvyrai

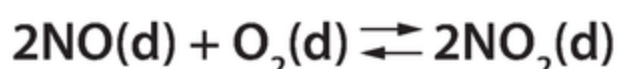
Medžiagų koncentracijos įtaka cheminei pusiausvyrai apibūdinama taip: *didinant kurios nors medžiagos koncentraciją, cheminė pusiausvyra slenkasi tos reakcijos kryptimi, kur ši medžiaga suvartojama arba kuriai vykstant šios medžiagos koncentracija sumažėja, ir, atvirkščiai, mažinant kurios nors medžiagos koncentraciją, pusiausvyra slenkasi kryptimi tos reakcijos, kuriai vykstant šios medžiagos koncentracija padidėja.* Pavyzdžiui, jeigu vykstant reakcijai



padidinsime azoto ir (arba) vandenilio koncentracijas, pusiausvyra pasislinks amoniako susidarymo kryptimi, o padidinus amoniako koncentraciją – pasislinks reaguojančiųjų medžiagų susidarymo kryptimi. Taigi, kad ši reakcija vyktų greitai ir kad būtų gauta daugiau reakcijos produktų (arba būtų didesnė amoniako išeiga), reikia didinti reaguojančiųjų medžiagų koncentracijas ir mažinti susidarančio amoniako koncentraciją.

### Slėgio įtaka cheminei pusiausvyrai

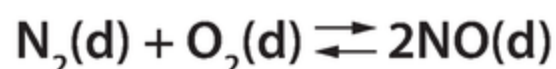
Nuo slėgio priklauso tik *dujinių medžiagų reakcijos pusiausvyra (ypač tai svarbu vykstant heterogeninėms reakcijoms)*. Priklausomybė tokia: *didinant slėgį, cheminė pusiausvyra slenkasi ta kryptimi, kur susidaro mažesnis dujų molekulių skaičius, ir, atvirkščiai, mažinant slėgį – slenkasi kryptimi, kur susidaro didesnis dujų molekulių skaičius.* Pavyzdžiui, jeigu vykstant reakcijai





padidinsime slėgį, pusiausvyra pasislinks į dešinę, nes reaguojančiųjų dujų kiekis yra didesnis ( $2 \text{ mol} + 1 \text{ mol} = 3 \text{ mol}$ ) negu reakcijos produktų – tik 2 moliai.

Jei vyksta reakcija, kur reaguojančiųjų medžiagų ir reakcijos produktų molekulių skaičius vienodas, tai cheminei pusiausvyrai slėgis įtakos neturės. Pavyzdžiui, pusiausvirajai reakcijai



slėgis įtakos neturės, nes reaguojančiųjų medžiagų kiekis ( $1 \text{ mol} + 1 \text{ mol} = 2 \text{ mol}$ ) sutampa su reakcijos produktų dujų kiekiu (2 mol).

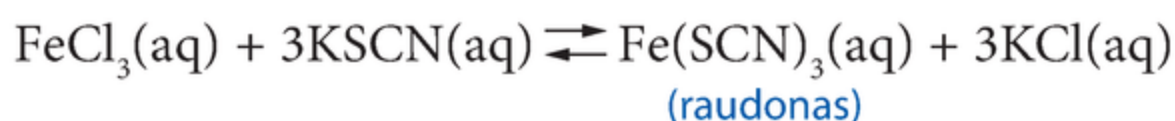
### Įvairių veiksnių įtakos cheminei pusiausvyrai apibendrinimas

Veiksny	Pusiausvyros konstanta	Pusiausvyros kitimas	Pusiausvyros pasiekimo greitis
Koncentracijos pokytis	Nekinta	Kinta	Kinta
Slėgio pokytis	Nekinta	Kinta	Kinta
Katalizatoriaus naudojimas	Nekinta	Nekinta	Kinta
Temperatūros pokytis	Kinta	Kinta	Kinta

## Laboratorinis darbas

### Reaguojančiųjų medžiagų koncentracijos įtaka cheminei pusiausvyrai

Bandymo reakcija:



Į stiklinę su 50 ml distiliuoto vandens įlašinkite po vieną lašą sočiųjų geležies(III) chlorido ir kalio rodanido tirpalų. Gautą tirpalą po lygiai išpilstykite į 4 mėgintuvėlius. Į pirmą mėgintuvėlį įlašinkite 1 lašą  $\text{FeCl}_3$ , į antrą – 1 lašą koncentruoto KSCN, į trečią įberkite nedaug KCl kristalėlių. Ketvirtas mėgintuvėlis bus kaip tirpalo spalvos etalonas. Stebėkite tirpalo spalvos intensyvumo pokyčius. Parašykite reakcijos pusiausvyros konstantos išraišką.



## Atsakykite į klausimus ir išspręskite uždavinius

1. 445 °C temperatūroje vyko reakcija:



1.1. Parašykite pusiausvyros konstantos 445 °C temperatūroje lygtį ir ją apskaičiuokite. Pusiausvyrosios koncentracijos (mol/l) yra tokios:  $[\text{HI}] = 2 \cdot 10^{-3}$ ,  $[\text{H}_2] = 6 \cdot 10^{-4}$ .

1.2. Pamėginkite prognozuoti, kaip kistų HI ir  $\text{I}_2$  koncentracijos, jei reakcijos pusiausvyros 445 °C temperatūroje mišinį atšaldytume iki 395 °C. Atsakymą paaiškinkite nurodydami reakcijos požymį.

Prognozė (koncentracija sumažėtų ar padidėtų):

HI .....

$\text{I}_2$  .....

Reakcijos požymis: .....

2. Parašykite kristalohidrato skilimo reakcijos pusiausvyros konstantą:



3. Kaip reikia pakeisti slėgį (padidinti ar sumažinti), kad reakcijos  $\text{N}_2\text{O}_4\text{(d)} \rightleftharpoons 2\text{NO}_2\text{(d)}$  pusiausvyra pasislinktų į  $\text{NO}_2$  susidarymo pusę?

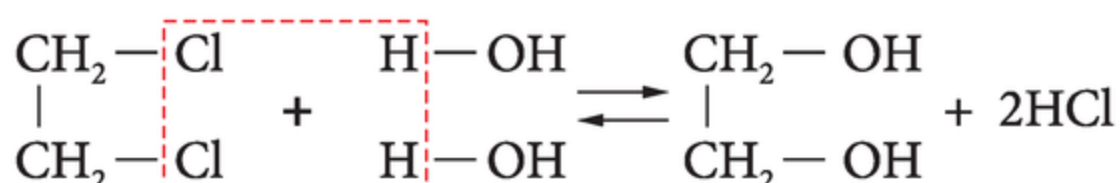
4. Sistemoje  $\text{N}_2\text{(d)} + 3\text{H}_2\text{(d)} \rightleftharpoons 2\text{NH}_3\text{(d)}$  medžiagų pusiausvyrosios koncentracijos yra tokios:  $[\text{N}_2]_{\text{pus.}} = 0,2 \text{ mol/l}$ ,  $[\text{H}_2]_{\text{pus.}} = 0,3 \text{ mol/l}$ ,  $[\text{NH}_3]_{\text{pus.}} = 0,4 \text{ mol/l}$ . Apskaičiuokite pusiausvyros konstantą ir pradines  $\text{N}_2$  ir  $\text{H}_2$  koncentracijas.

5. Kaip reikia pakeisti temperatūrą ir slėgį (padidinti ar sumažinti), kad vykstant reakcijai  $\text{PCl}_5\text{(k)} \rightleftharpoons \text{PCl}_3\text{(s)} + \text{Cl}_2\text{(d)}$  ( $\Delta H_r^0 = 109,7 \text{ kJ}$ ) susidarytų daugiau  $\text{PCl}_3$  ir  $\text{Cl}_2$ ?

6. Homogeninėje sistemoje  $4\text{HCl(d)} + \text{O}_2\text{(d)} \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O(d)} + 2\text{Cl}_2\text{(d)}$  medžiagų pusiausvyrosios koncentracijos yra tokios:  $[\text{H}_2\text{O}]_{\text{pus.}} = [\text{Cl}_2]_{\text{pus.}} = 0,4$ ,  $[\text{HCl}]_{\text{pus.}} = 0,4 \text{ mol/l}$ ,  $[\text{O}_2]_{\text{pus.}} = 0,5 \text{ mol/l}$ . Apskaičiuokite pusiausvyros konstantą ir pradines HCl ir  $\text{O}_2$  koncentracijas.

7. Sumaišius 2 litrus (STP) vandenilio ir 1 litrą (STP) chloro dujų, vyko reakcija:  $\text{H}_2\text{(d)} + \text{Cl}_2\text{(d)} \rightleftharpoons 2\text{HCl(d)}$ . Apskaičiuokite dujų mišinio sudėtį (STP) po reakcijos.

8. Kaip reikia pakeisti (padidinti ar sumažinti) HCl koncentraciją, kad padidėtų 1,2-etandiolio išeiga?





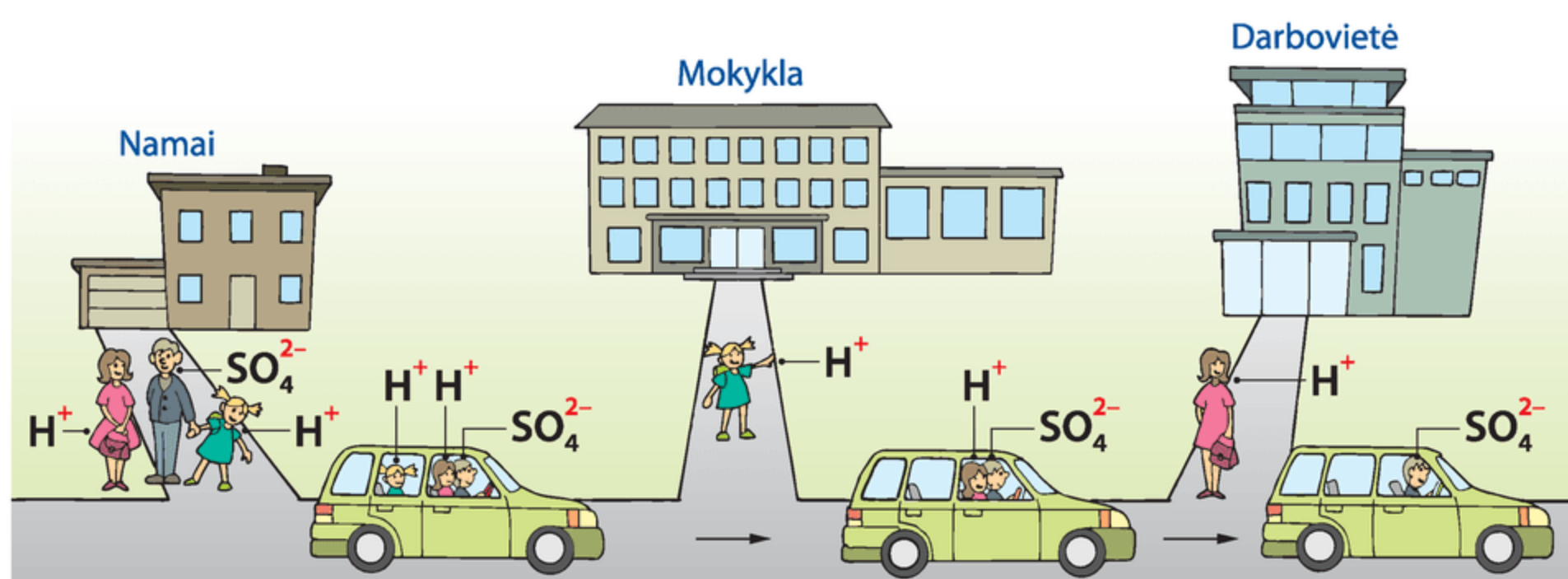
# ELEKTROLITŲ DISOCIACIJA AR JONIZACIJA

Elektrolitinės disociacijos teoriją sukūrė švedų mokslininkas Svantė Arenijus. Pagal šią teoriją – elektrolitai, tirpdami vandenyje ar kitame poliniame tirpiklyje, savaime skyla (disocijuoja) į teigiamojo krūvio jonus – **katijonus** ir neigiamojo krūvio jonus – **anijonus**. *Elektrolitai yra medžiagos, kurios ištirpusios ar išlydytos praleidžia elektros srovę.* Šios savybės būdingos rūgščių, hidroksidų ir beveik visų druskų tirpalams.



**Svantė Augustas Arenijus (1859–1927)** – švedų chemikas ir fizikas. 1887 metais jis sukūrė elektrolitinės disociacijos teoriją, už kurią 1903 metais apdovanotas Nobelio premija.

Teigiamųjų jonų krūvių suma yra lygi neigiamųjų jonų krūvių sumai, todėl visas tirpalas elektriškai neutralus. Į indą su elektrolitu panardinus elektrodus ir prijungus prie jų išorinį srovės šaltinį, teigiamieji jonai (**katijonai**) ima slinkti prie katodo, neigiamieji (**anijonai**) – prie anodo. Taip judėdami jonai perneša elektros krūvius\*.



$\text{H}_2\text{SO}_4$  pakopinė jonizacija

\*Prisiminkite 9 klasės fizikos ir chemijos kursą: elektros srovė elektrolituose yra kryptingas jonų judėjimas.



Prisiminkite 9 klasėje nagrinėtą temą „Elektrolitai“. *Tirpdomų ar lydomų joninių junginių skaidymas į jonus vadinamas elektrolitine disociacija. Jonizacija yra neutralių molekulių virtimas jonais.*

*Elektrolitų disociacijos ar jonizacijos laipsnis  $\alpha$  rodo, kuri ištirpusios medžiagos dalis disocijavę į jonus.*

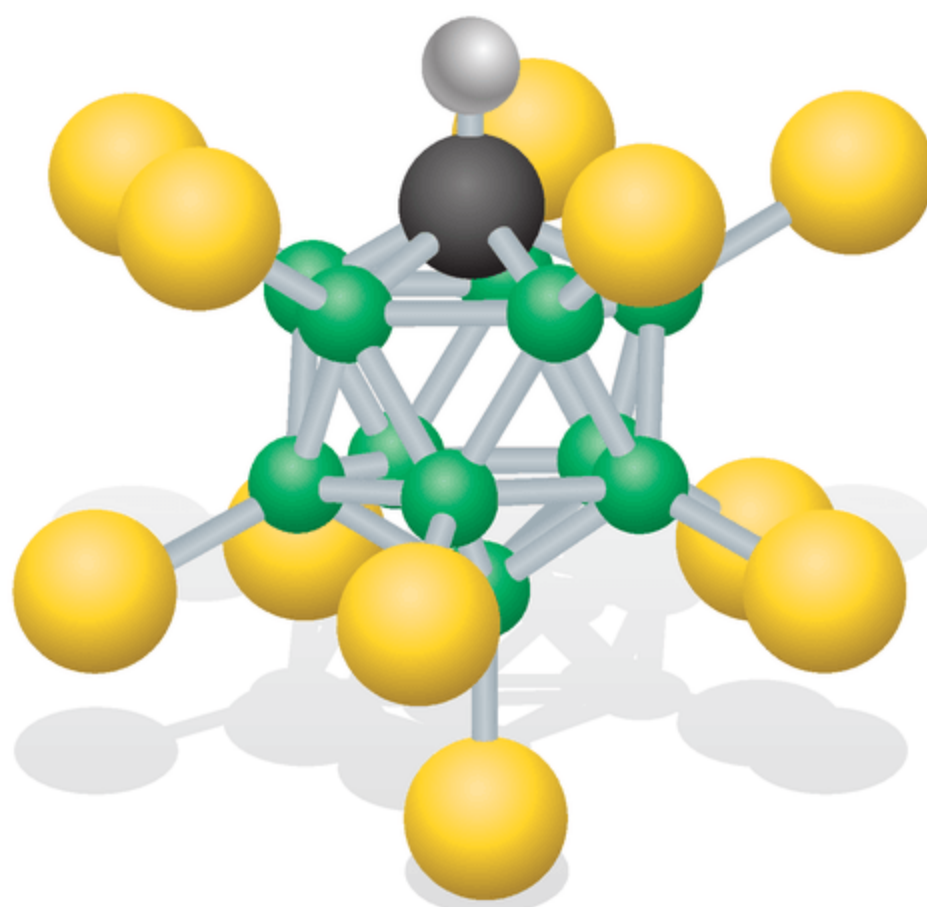
$$\alpha = \frac{\text{disociavusių molekulių skaičius}}{\text{ištirpusių molekulių skaičius}} \cdot 100 \%$$

Disociacijos laipsnio vertė kinta nuo 0 iki 1. Neelektrolitų tirpalų  $\alpha = 0$ , jeigu visa medžiaga disocijuoja į jonus, tai  $\alpha = 1$ , arba  $\alpha = 100 \%$ . *Disociacijos laipsnis priklauso nuo tirpiklio ir elektrolito rūšies, tirpalo koncentracijos ir temperatūros.* Pagal tai, kaip disocijuoja, elektrolitai skirstomi į *stipriuosius, vidutinio stiprumo ir silpnuosius*. Elektrolitai, kurių *disociacijos laipsnis  $\geq 30 \%$* , vadinami *stipriaisiais* (beveik visos druskos, dauguma neorganinių rūgščių, pavyzdžiui,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{HI}$ ,  $\text{HMnO}_4$ ,  $\text{HClO}_3^*$ , šarminių ir šarminių žemių metalų hidroksidai, pavyzdžiui,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{KOH}$ ,  $\text{Ba(OH)}_2$ ), žr. 11 lentelę p. 196.

**Svarbu!** Dėl stipriųjų elektrolitų jonų tarpusavio sąveikos tirpaluose stipriųjų elektrolitų disociacijos laipsnis praskiestuose tirpaluose nebūna 100 %.

*\*Idomu. Kalifornijos universiteto mokslininkai atrado stipriausią pasaulyje rūgštį. Ši rūgštis yra ir labai švelni – tai karborano rūgštis. Ji netoksiška, nesukelia korozijos, todėl gali būti naudojama degalų kokybei gerinti, polimerams kurti ir vaistams sintetinti. Karborano rūgšties stiprumą lemia dvi priežastys: 1) neigiamasis rūgšties karborano jonas pasižymi labai silpnomis bazinėmis savybėmis – silpnesnėmis negu stipriosios fluorsulfatinės rūgšties fluorsulfato jonas; 2) neįprastai didelis cheminis karborano jono (sudaryto iš 11 boro atomų ir vieno anglies atomo) stabilumas (43 pav.).*

Karborano rūgštis yra milijoną kartų stipresnė negu koncentruota sieros rūgštis ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) ir šimtus kartų stipresnė už ligi šiol stipriausią laikomą fluorsulfatinę rūgštį ( $\text{HFSO}_3$ ). Koncentruota sieros rūgštis yra  $10^{12}$  stipresnė negu smarkiai praskiesta  $\text{HClO}$  ar  $\text{HCl}$ . Tokio stiprumo rūgštys vadinamos *superrūgštimis*. Jos reaguoja su



43 pav. Karborano jono modelis



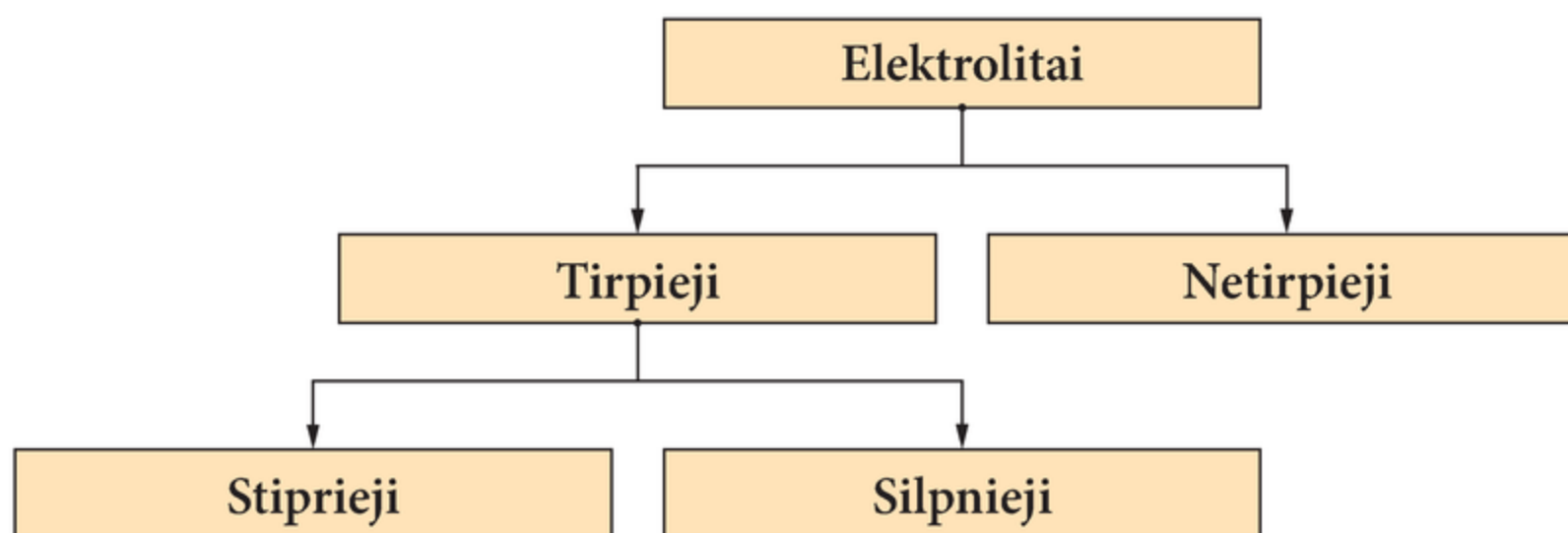
naftą sudarančiais angliavandeniliais, taip krekingo metu padidinamas degalų oktaninis skaičius. Karborano rūgštis pagerins degalų kokybę. 1994 metais už šios srities tyrimus Nobelio premija skirta JAV chemikui Džordžui Olahui.

Pagal [www.delfi.lt](http://www.delfi.lt), 2004 m. lapkričio mėn. 16 d.

Elektrolitai, kurių **disociacijos laipsnis yra nuo 30 iki 2 %**, vadinami **vidutinio stiprumo** ( $\text{HF}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ).

Elektrolitai, kurių **disociacijos ar jonizacijos laipsnis mažesnis kaip 2 %**, vadinami **silpnaisiais** (beveik visos organinės rūgštys, kai kurios neorganinės rūgštys, pavyzdžiui,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ ,  $\text{HCN}$ ,  $\text{HClO}$ , daugelio metalų hidroksidai, išskyrus šarmiųjų ir šarminių žemių metalų, taip pat amoniakinis vanduo  $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$  ir  $\text{H}_2\text{O}$ ).

Kai elektrolitai skirstomi tik į stipriuosius ir silpnuosius (44 pav.), vidutinio stiprumo elektrolitai priskiriami prie silpnųjų.



44 pav. Elektrolitų skirstymas

11 lentelė. Rūgščių, hidroksidų ir druskų vandeninių tirpalų disociacijos ar jonizacijos laipsniai ( $c = 0,1 \text{ mol/l}$ ,  $t = 20^\circ\text{C}$ )

Junginys	$\alpha$ (%)
Rūgštys	
HI	95,0
HBr	93,5
HCl	92,6
$\text{HNO}_3$	92,0
$\text{H}_2\text{SO}_4$	59,0
$\text{H}_3\text{PO}_4$	27,0
$\text{H}_2\text{SO}_3$	24,0

HF	5,92
HCOOH	4,20
CH <sub>3</sub> COOH	1,32
H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	0,12
H <sub>2</sub> S	0,07
H <sub>3</sub> BO <sub>3</sub>	0,01
HCN	0,007
<b>Hidroksidai</b>	
Ba(OH) <sub>2</sub>	92,0
KOH	89,0
NaOH	84,0
NH <sub>3</sub> ·H <sub>2</sub> O	1,30
<b>Druskos*</b>	
M <sup>+</sup> A <sup>-</sup> (KCl)	80–90
M <sub>2</sub> <sup>+</sup> A <sup>2-</sup> (K <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> ) arba M <sup>2+</sup> A <sub>2</sub> <sup>-</sup> (BaCl <sub>2</sub> )	70–80
M <sub>3</sub> <sup>+</sup> A <sup>3-</sup> (K <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> ) arba M <sup>3+</sup> A <sub>3</sub> <sup>-</sup> (AlCl <sub>3</sub> )	60–70
M <sup>2+</sup> A <sup>2-</sup> (CuSO <sub>4</sub> )	35–45

\*Visos amonio druskos yra stiprieji elektrolitai.

### Rūgščių, hidroksidų ir druskų disociacija ar jonizacija

*Stiprieji elektrolitai disocijuoja ar jonizuoja beveik visiškai, o silpnųjų elektrolitų disociacija ar jonizacija yra grįžtamoji.*

Stiprieji elektrolitai	Silpnieji elektrolitai
<b>Rūgštys</b>	
$\text{HCl(aq)} \rightarrow \text{H}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$	$\text{CH}_3\text{COOH(aq)} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^-(\text{aq}) + \text{H}^+(\text{aq})$

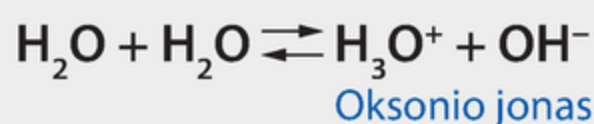
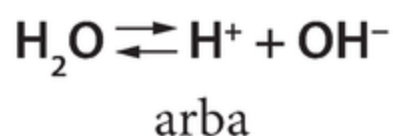


Stiprieji elektrolitai	Silpnieji elektrolitai
Daugiaprotonės (daugiavandenilės) rūgštys – stadijomis	
<i>I stadija</i> $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq}) \rightarrow \text{H}^+(\text{aq}) + \text{HSO}_4^-(\text{aq})$ <i>II stadija grįžtamoji</i> $\text{HSO}_4^-(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{H}^+(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$	<i>I stadija</i> $\text{H}_2\text{SO}_3(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{H}^+(\text{aq}) + \text{HSO}_3^-(\text{aq})$ <i>II stadija</i> $\text{HSO}_3^-(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{H}^+(\text{aq}) + \text{SO}_3^{2-}(\text{aq})$ <i>I ir II stadijos grįžtamosios</i>
Hidroksidai	
$\text{KOH}(\text{aq}) \rightarrow \text{K}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$	$\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}(\text{s}) \rightleftharpoons \text{NH}_4^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$
Daugiahidroksiliai hidroksidai – stadijomis	
<i>I stadija</i> $\text{Ba}(\text{OH})_2(\text{aq}) \rightarrow \text{BaOH}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$ <i>II stadija grįžtamoji</i> $\text{BaOH}^+(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{Ba}^{2+}(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$	<i>I stadija</i> $\text{Mg}(\text{OH})_2(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{MgOH}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$ <i>II stadija</i> $\text{MgOH}^+(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{Mg}^{2+}(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$ <i>I ir II stadijos grįžtamosios</i>
Druskos	
Neutraliosios	
$\text{AlCl}_3(\text{aq}) \rightarrow \text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3\text{Cl}^-(\text{aq})$ $\text{CuSO}_4(\text{aq}) \rightarrow \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$	
Bazinės ir rūgščiosios druskos disocijuoja stadijomis	
<i>I stadija</i> $\text{NaHSO}_4(\text{aq}) \rightarrow \text{Na}^+(\text{aq}) + \text{HSO}_4^-(\text{aq})$ <i>II stadija grįžtamoji</i> $\text{HSO}_4^-(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{H}^+(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$ <i>I stadija</i> $(\text{CuOH})\text{NO}_3(\text{aq}) \rightarrow (\text{CuOH})^+(\text{aq}) + \text{NO}_3^-(\text{aq})$ <i>II stadija grįžtamoji</i> $(\text{CuOH})^+(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$	

**Išvada:** stipriųjų elektrolitų antrosios (ir tolesnės) stadijos disociacija ar jonizacija yra grįžtamoji.

## 19.1. Vandens jonizacija ir vandens jonų koncentracijų sandauga

Ištyrus vandens elektrinį laidumą, nustatyta, kad šis silpnasis elektrolitas šiek tiek disocijuoja į  $H^+$  ir  $OH^-$  jonus.



Parašome grįžtamosios reakcijos (šiuo atveju jonizacijos) pusiausvyros konstantos formulę:

$$K = \frac{[H^+] \cdot [OH^-]}{[H_2O]} = 1,8 \cdot 10^{-16} \text{ mol/l (t = 25°C)}.$$

Pertvarkę formulę gauname:

$$[H^+] \cdot [OH^-] = K \cdot [H_2O].$$

Kadangi vandens jonizacijos laipsnis labai mažas, tai nedisocijavusių molekulių koncentraciją galima laikyti pastoviu dydžiu.

$$[H_2O] = \frac{1000 \text{ g}}{18,018 \text{ g/mol}} = 55,55 \text{ mol}$$

Čia 1000 g yra 1 litro vandens masė.

Pažymėję  $[H^+] \cdot [OH^-] = K_{H_2O}$ , gauname:

$$K_{H_2O} = K \cdot [H_2O] = 1,8 \cdot 10^{-16} \text{ mol/l} \cdot 55,55 \text{ mol/l} = 10^{-14} \text{ mol}^2/\text{l}^2.$$

$K_{H_2O}$  vertė priklauso nuo temperatūros.

t (°C)	0	20	50
$K_{H_2O}(\text{mol}^2/\text{l}^2)$	$1,1 \cdot 10^{-15}$	$6,8 \cdot 10^{-15}$	$5,55 \cdot 10^{-14}$

Kai temperatūra pastovi ( $t = 25^\circ\text{C}$ ), vandens ir praskiestų vandeninių tirpalų vandenilio ir hidroksido jonų koncentracijų sandauga yra pastovus dydis, vadinamas **vandens jonų koncentracijų sandauga ir lygus  $10^{-14} \text{ mol}^2/\text{l}^2$** . Tirpalai, kurių

$$[H^+] = [OH^-] = \sqrt{K_{H_2O}} = 10^{-7} \text{ mol/l},$$

vadinami **neutraisiais tirpalais**.

Kai  $[H^+] > 10^{-7} \text{ mol/l}$  – tirpalas rūgštus, kai  $[H^+] < 10^{-7} \text{ mol/l}$  – tirpalas šarminis, kai  $[H^+] = 10^{-7} \text{ mol/l}$  – tirpalas neutralus.



Žinant vandenilio jonų koncentraciją, apskaičiuojama hidroksido jonų koncentracija, ir atvirkščiai:

$$[\text{H}^+] = \frac{10^{-14}}{[\text{OH}^-]} \text{ mol/l}; \quad [\text{OH}^-] = \frac{10^{-14}}{[\text{H}^+]} \text{ mol/l}.$$

Pavyzdžiui, jei  $[\text{H}^+] = 10^{-3} \text{ mol/l}$ , tai

$$[\text{OH}^-] = \frac{10^{-14}}{[\text{H}^+]} = \frac{10^{-14} \text{ mol}^2/\text{l}^2}{10^{-3} \text{ mol/l}} = 10^{-11} \text{ mol/l} \quad (\text{tirpalas rūgštus});$$

jei  $[\text{OH}^-] = 10^{-6} \text{ mol/l}$ , tai

$$[\text{H}^+] = \frac{10^{-14}}{[\text{OH}^-]} = \frac{10^{-14} \text{ mol}^2/\text{l}^2}{10^{-6} \text{ mol/l}} = 10^{-8} \text{ mol/l} \quad (\text{tirpalas šarminis}).$$

Kaip matyti, tirpalo rūgštingumą (arba šarmingumą) galima apibūdinti vandenilio arba hidroksido jonų koncentracija. Dažniausiai atsižvelgiama į vandenilio jonų koncentraciją.

## 19.2. Vandenilio jonų rodiklis pH

Vandenilio jonų koncentracijos vertė labai maža, todėl, kad būtų patogiau skaičiuoti, vandenilio jonų koncentracija reiškia vandenilio rodikliu (1909 metais pasiūlė danų mokslininkas Siorenas Siorensenas). Vandenilio jonų rodiklis žymimas simboliu **pH** ir yra lygus vandenilio jonų koncentracijos neigiamo ženklo dešimtainiam logaritmui:

$$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+].$$

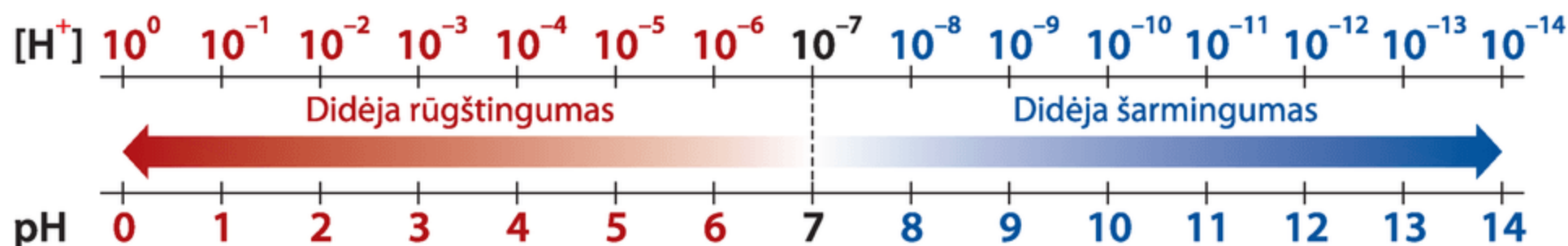
Kadangi  $[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14} \text{ mol}^2/\text{l}^2$ , tai logaritmuodami gauname:

$$-\lg([\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]) = -\lg(10^{-14}) \Rightarrow -\lg[\text{H}^+] + (-\lg[\text{OH}^-]) = -\lg 10^{-14}.$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

Rūgščiojo tirpalo  $\text{pH} < 7$ , neutraliojo –  $\text{pH} = 7$ , šarminio –  $\text{pH} > 7$ .

Vandenilio jonų koncentracijos ir pH ryšį parodo ši eilutė:

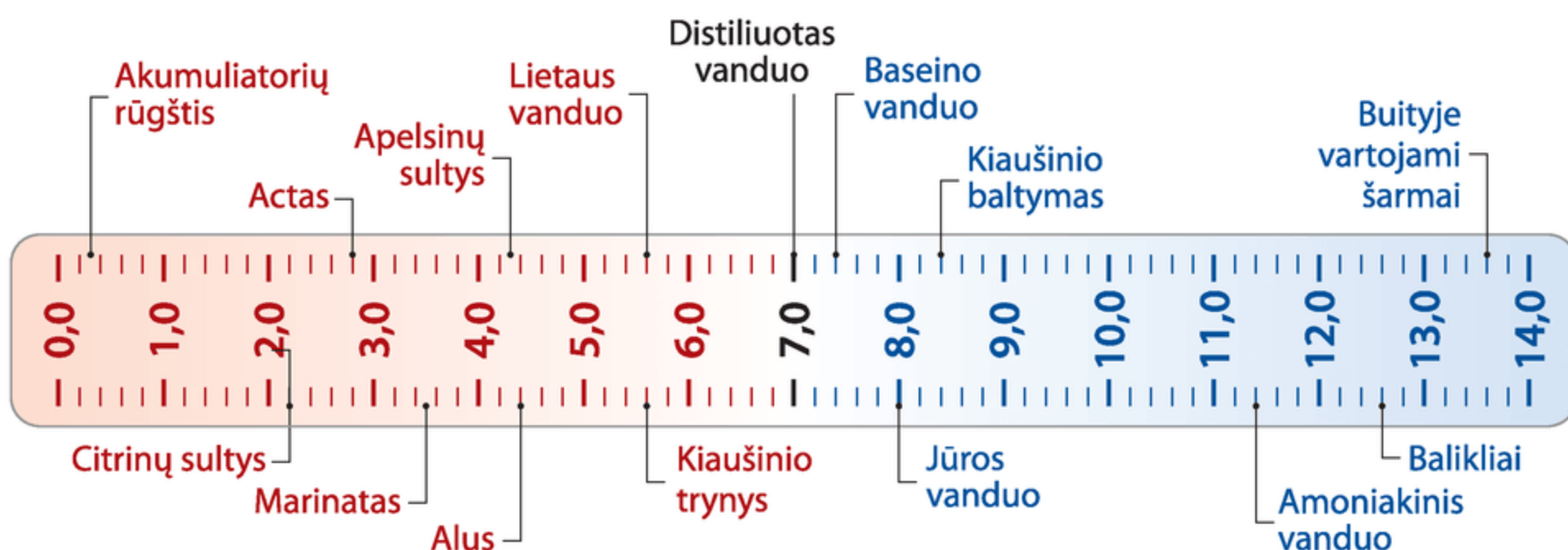


1 mol/l koncentracijos stipriosios rūgšties tirpalo  $\text{pH} = 0$ ; 1 mol/l šarmo tirpalo  $\text{pH} = 14$ . Kai  $[\text{H}^+] > 1 \text{ mol/l}$ , pH įgyja neigiamą vertę; kai  $[\text{H}^+] < 10^{-14} \text{ mol/l}$ ,  $\text{pH} > 14$ . Pavyzdžiui, pramoninės 37 % HCl tirpalo  $\text{pH} = -1,1$ , o sočiojo NaOH tirpalo  $\text{pH} = \sim 15$ , Ričmondo (JAV) rūdymo vandens  $\text{pH} = -3,6$ .

Kai kurių tirpalų ir maisto produktų pH vertės pateikiamos 12 lentelėje ir 45 pav.

12 lentelė. Tirpalų pH pavyzdžiai

Tirpalas	pH
0,1 mol/l HCl (skrandžio sultys)	1,0
Citrinų gėrimas	2,3
Vynas	2,8–3,8
Kokakola	2,8
Mineralizuotas vanduo	2,9–6,2
Pomidorų gėrimas	4,1
Kava	~4,8
Pienas	6,6
Ašaros	7,3
Kraujas	7,3–7,4
Geriamosios sodos vandeninis tirpalas	11,9
0,1 mol/l NaOH	13,0



45 pav. Tirpalų ir kai kurių maisto produktų pH vertės

### 19.3. Indikatoriai

Tirpalo pH vertę galima nustatyti elektrometriniais (pH-metrais) ar kitais kiekybiniais būdais ir kolorimetrija. Mokyklose tirpalo apytikrė pH vertė dažniausiai nustatoma kolorimetrijos metodu tirpalą nudažant indikatoriais\*. Jų yra labai įvairių, tačiau



dažniausiai naudojami šie: lakmusas, fenolftaleinas ir metiloranžinis.

**\*Indikātorius** – medžiaga, keičianti spalvą pasikeitus tirpalo tiriamojo komponento koncentracijai.

Iš indikatoriaus spalvos sprendžiama apie tirpalo pH.



pH-metras

Indikatoriai	Indikatoriaus spalva		
	Rūgštusis tirpalas (pH < 7)	Neutralusis tirpalas (pH = 7)	Šarminis tirpalas (pH > 7)
Lakmusas	Raudonas	Violetinis	Mėlynas
Fenolftaleinas	Bespalvis	Bespalvis	Avietinis
Metiloranžinis	Rožinis	Oranžinis	Geltonas

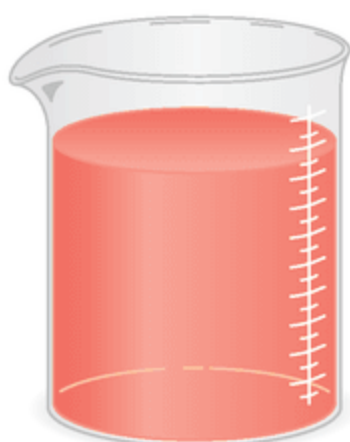
Mokyklų laboratorijose tirpalų apytikrei pH vertei nustatyti dažnai naudojamas ir universalusis lakmuso popierėlis.

Jei neturime indikatorių, tirpalų terpei nustatyti galime vartoti raudongūžių kopūstų sultis (46 pav.).

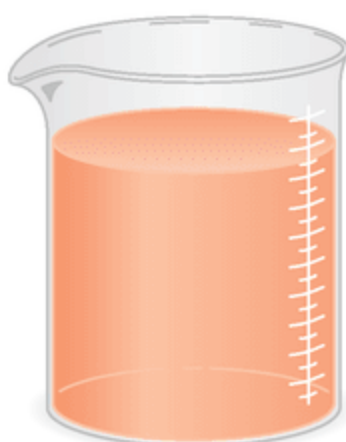


Universalusis lakmuso popierėlis

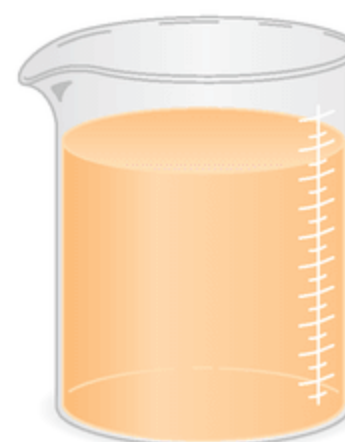
Rūgštusis tirpalas



Neutralusis tirpalas



Šarminis tirpalas



46 pav. Tirpalo pH vertės nustatymas raudongūžių kopūstų sultimis

## 19.4. pH skaičiavimo pavyzdžiai

### Stiprusis elektrolitas

1. Apskaičiuokite 0,1 mol/l  $\text{H}_2\text{SO}_4$  tirpalo pH, jei rūgšties disociacijos laipsnis  $\alpha = 59\%$  (žr. 11 lentelę p. 196).

#### Sprendimas

Norėdami apskaičiuoti tirpalo pH, turime žinoti jonų koncentraciją tirpale. Vandenilio ar hidroksido jonų koncentraciją  $c_j$  elektrolite apskaičiuojame pagal formulę:

$$c_j = c_{\text{el.}} \cdot \alpha \cdot m,$$

$c_{\text{el.}}$  – molinė elektrolito koncentracija (mol/l),

$\alpha$  – elektrolito disociacijos laipsnis vieneto dalimis,

$m$  – vandenilio ar hidroksido jonų, susidarančių disocijuojant (ar jonizuojantis) vienai stipriosios rūgšties ar bazės tirpalo molekulei, skaičius.

Parašykime  $\text{H}_2\text{SO}_4$  jonizacijos lygtį, tardami, kad stipriojo elektrolito  $\text{H}_2\text{SO}_4$  jonizacija vyksta visiškai (be stadijų).



Iš lygties matyti, kad jonizuojantis  $\text{H}_2\text{SO}_4$  susidaro du  $\text{H}^+$  jonai. Vandenilio jonų koncentracija tirpale yra:

$$[\text{H}^+] = 0,1 \text{ mol/l} \cdot 0,59 \cdot 2 = 0,118 = 1,18 \cdot 10^{-1} \text{ mol/l}.$$

Apskaičiuojame 0,1 mol/l  $\text{H}_2\text{SO}_4$  tirpalo vandenilio rodiklį:

$$\text{pH} = -\lg(1,18 \cdot 10^{-1}) = -(\lg 10^{-1} + \lg 1,18) = -(-1 + 0,072) = 0,927 = \sim 0,93.$$

Vadinasi, šis elektrolitas smarkiai rūgštus.

*Atsakymas:* 0,1 mol/l  $\text{H}_2\text{SO}_4$  tirpalo pH = 0,93.

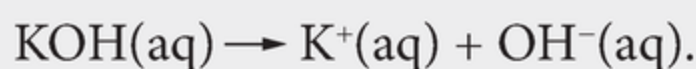
2. Viename litre tirpalo ištirpdyta 0,6 g kalio šarmo. Apskaičiuokite šio tirpalo pH, jei tirpalo disociacijos laipsnis  $\alpha = 89\%$ .

#### Sprendimas

Apskaičiuojame tirpalo molinę koncentraciją:

$$c_{\text{el.}} = \frac{m}{M \cdot V} = \frac{0,6 \text{ g}}{56 \text{ g/mol} \cdot 1 \text{ l}} = 0,011 \text{ mol/l}.$$

Kalio šarmo disociacijos lygtis yra tokia:





Disocijuojant 1 mol KOH susidaro 1 mol  $\text{OH}^-$  jonų.

Apskaičiuojame  $\text{OH}^-$  jonų koncentraciją tirpale:

$$[\text{OH}^-] = 0,011 \text{ mol/l} \cdot 0,89 \cdot 1 = 0,00979 \text{ mol/l}.$$

Apskaičiuojame vandenilio jonų koncentraciją 0,011 mol/l KOH:

$$[\text{H}^+] = \frac{10^{-14}}{[\text{OH}^-]} = \frac{10^{-14} \text{ mol}^2/\text{l}^2}{0,00979 \text{ mol/l}} = 1,02 \cdot 10^{-12} \text{ mol/l}.$$

Apskaičiuojame KOH tirpalo vandenilio rodiklį:

$$\text{pH} = -\lg(1,02 \cdot 10^{-12}) = 12,01.$$

Vadinasi, šis elektrolitas smarkiai bazinis.

*Atsakymas:* KOH tirpalo  $\text{pH} = 12,01$ .

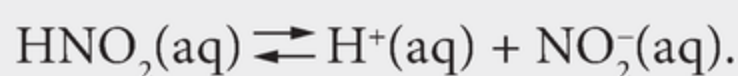
## Silpnasis elektrolitas

Silpnųjų elektrolitų  $\text{pH}$  vertę galima apskaičiuoti žinant jų disociacijos ar jonizacijos konstantos vertę, kadangi silpnųjų elektrolitų disociacija ar jonizacija yra grįžtamoji.

Apskaičiuokite 0,25 mol/l nitrito rūgšties tirpalo  $\text{pH}$  vertę, jei jos jonizacijos konstanta  $K = 5 \cdot 10^{-4} \text{ mol/l}$ .

### Sprendimas

Nitrito rūgštis jonizuojasi:



Parašome nitrito rūgšties pusiausvyros konstantos formulę:

$$K = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{NO}_2^-]}{[\text{HNO}_2]} = 5 \cdot 10^{-4} \text{ mol/l}.$$

Iš nitrito rūgšties jonizacijos lygties matyti, kad reaguojant 1 mol  $\text{HNO}_2$  susidaro 1 mol  $\text{H}^+$  ir 1 mol  $\text{NO}_2^-$ . Pažymėję jų pusiausvirąsias koncentracijas  $x$ , apskaičiuojame  $\text{HNO}_2$  pusiausvyros koncentraciją:

$$[\text{HNO}_2]_{\text{pus.}} = [\text{HNO}_2]_{\text{prad.}} - [\text{HNO}_2]_{\text{suskilusi}} = 0,25 - x.$$

Įrašę koncentracijų vertes į nitrito rūgšties jonizacijos konstantos formulę, apskaičiuojame  $[\text{H}^+]$  pusiausvyros koncentraciją  $x$ :

$$\frac{x \cdot x}{0,25 - x} = 5 \cdot 10^{-4};$$

$$x = [\text{H}^+] = 1,07 \cdot 10^{-2} \text{ mol/l}.$$

Apskaičiuojame nitrito rūgšties tirpalo pH vertę:

$$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+] = -\lg(1,07 \cdot 10^{-2}) = -(\lg 10^{-2} + \lg 1,07) = 2 - 0,029 = 1,971 = \sim 1,97.$$

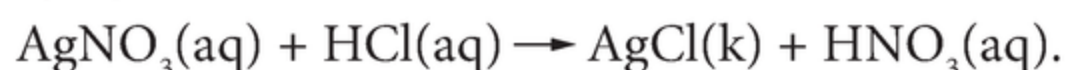
*Atsakymas:* nitrito rūgšties tirpalo pH =  $\sim 1,97$ .

## 19.5. Jonų reakcijos elektrolitų tirpaluose

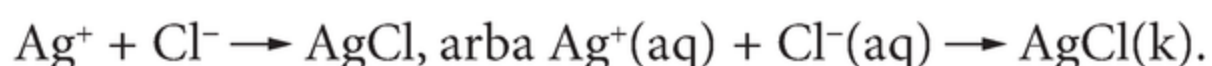
Elektrolitų tirpaluose cheminės reakcijos vyksta tarp jonų. Pavyzdžiui,



arba rašomos ir agregatinės būsenos



Vykstant cheminėms reakcijoms tirpale esantys  $\text{Ag}^+$  jonai reaguoja su  $\text{Cl}^-$  jonais ir susidaro AgCl nuosėdos:



Susidarant AgCl,  $\text{NO}_3^-$  ir  $\text{H}^+$  jonai nekinta, todėl jie nerašomi sutrumpintose joninėse elektrolitų reakcijų lygtyse.

Reakcijos tarp jonų vyksta tada, kai ***susidaro silpnai disocijuojančios, lakios ir mažai tirpios medžiagos***.

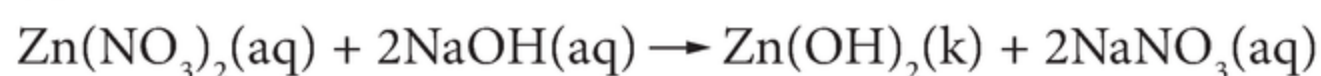
Reakcijos užrašomos bendrosiomis (molekulinėmis) ir joninėmis lygtimis. Rašant jonines lygtis ***nedisocijuoja ar nesijonizuoja į jonus*** šios medžiagos:

- 1) vieninės medžiagos (S, Na, Fe ir kt.);
- 2) dujos ( $\text{O}_2$ ,  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{SO}_2$  ir kt.);
- 3) visi oksidai ( $\text{CO}_2$ , FeO, CuO ir kt.);
- 4) mažai disocijuotas junginys vanduo ( $\text{H}_2\text{O}$ );
- 5) netirpios ir mažai tirpios druskos;
- 6) silpnosios rūgštys (išskyrus HCl,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ );
- 7) silpnieji hidroksidai (išskyrus NaOH, KOH,  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ).

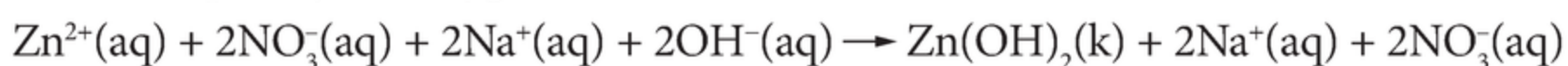
**Svarbu!** Rašant jonines lygtis būtina naudotis cheminių junginių tirpumo (žr. p. 246–247) ir disociacijos laipsnių (žr. p. 196–197) lentelėmis.

### Mainų reakcijų pavyzdžiai

#### 1. Bendroji lygtis

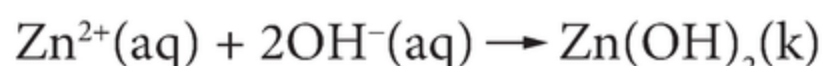


Nesutrumpinta joninė lygtis





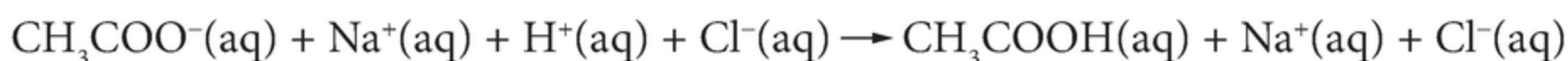
Sutrumpinta joninė lygtis



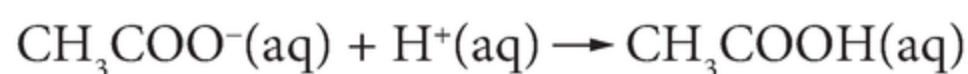
2. Bendroji lygtis



Nesutrumpinta joninė lygtis



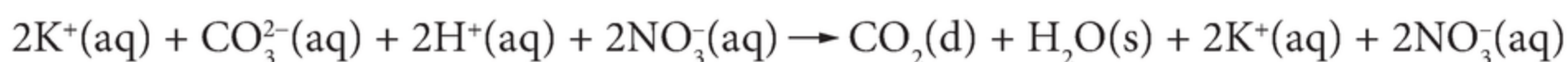
Sutrumpinta joninė lygtis



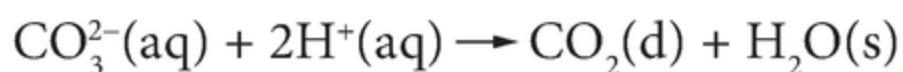
3. Bendroji lygtis



Nesutrumpinta joninė lygtis

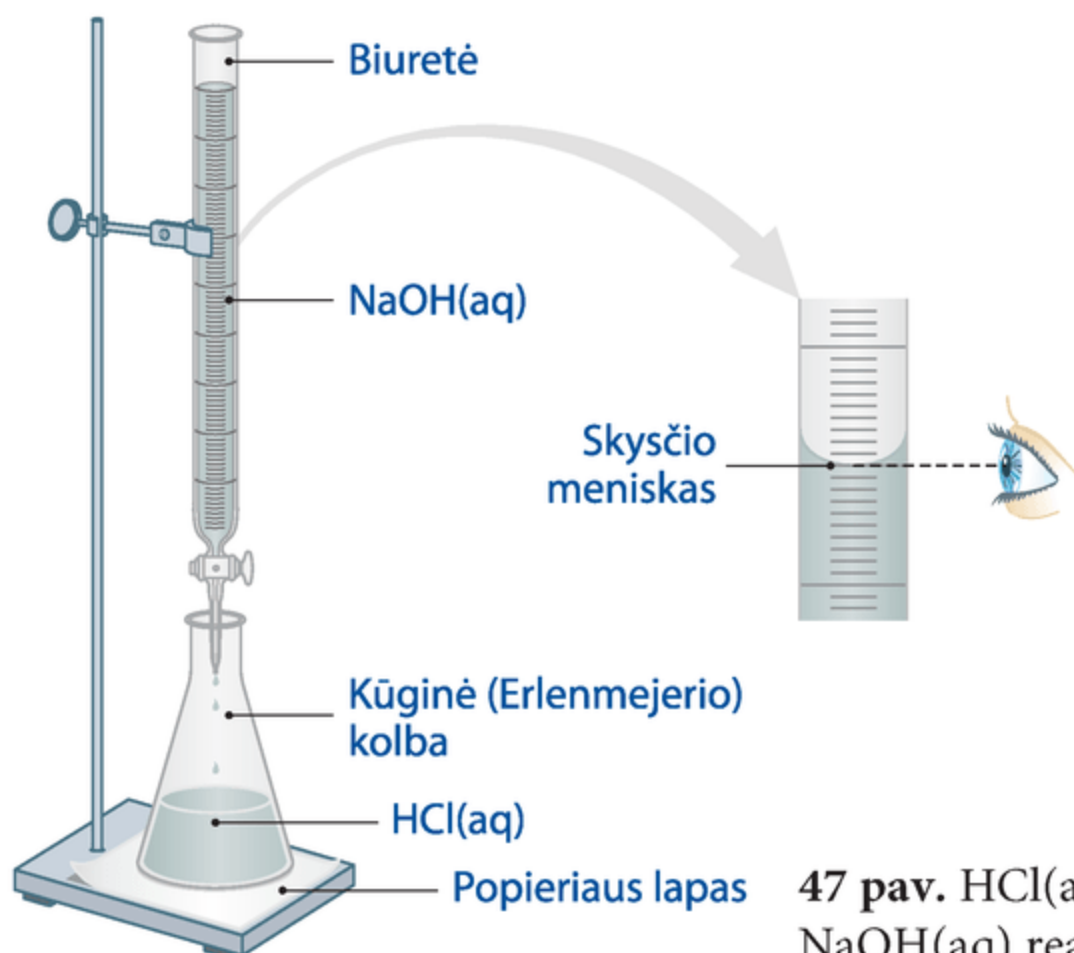


Sutrumpinta joninė lygtis



## 19.6. Neutralizacija

Viena iš mainų reakcijų (žr. p. 79) – **neutralizacija**. Tai **reakcija tarp bazinės ir rūgštinės prigimties medžiagų**. Toliau nagrinėsime tik stipriųjų elektrolitų neutralizaciją, t. y. stipriosios rūgšties **titravimą**\* stipriąja baze ir stipriosios bazės titravimą stipriąja rūgštimi (47 pav.).



47 pav. HCl(aq) titravimo NaOH(aq) reakcijos pavyzdys

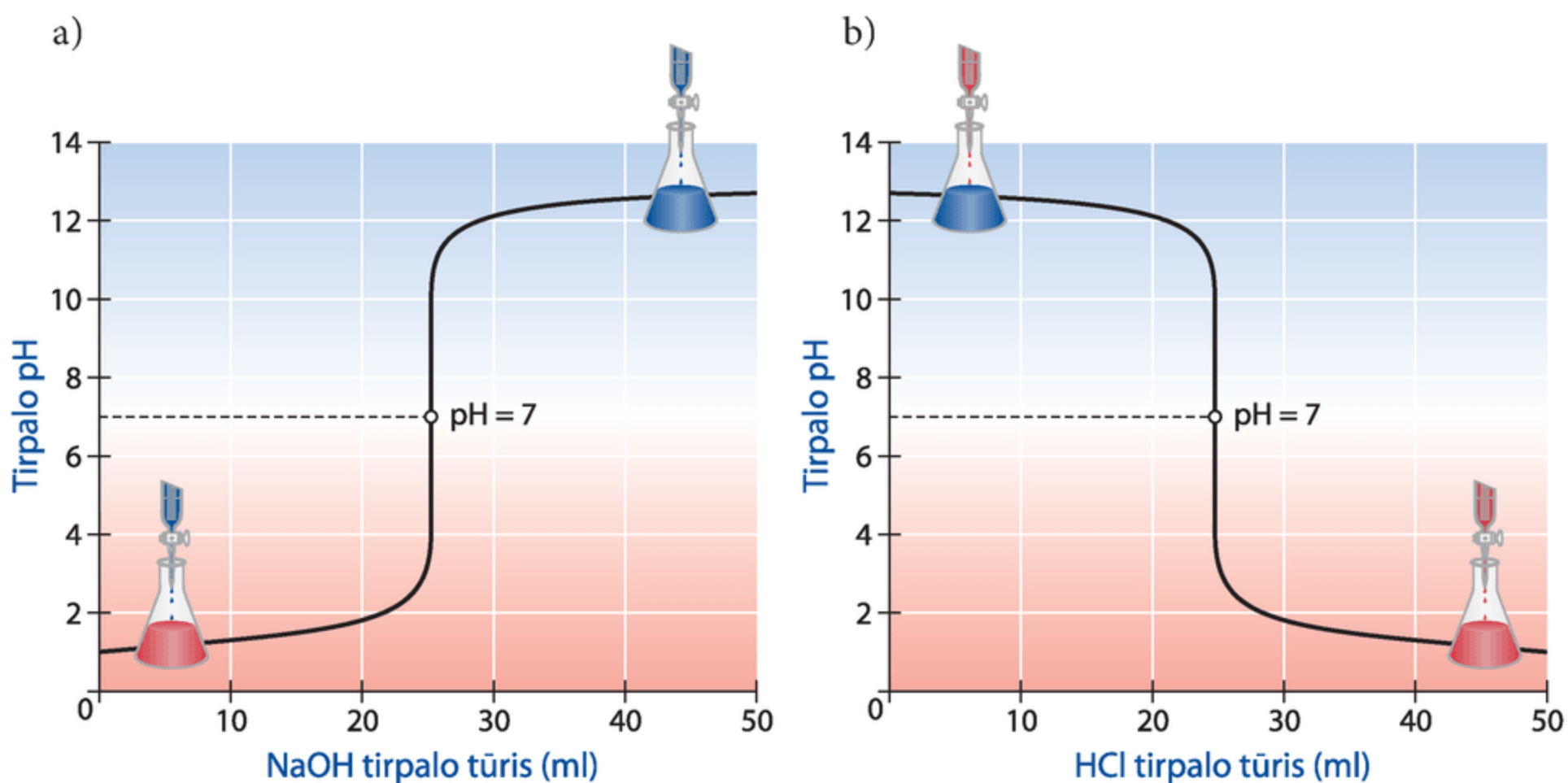
Neutralizacijos požymiai:

- 1) išsiskiria šiluma (tirpalas išyla);
- 2) įdėjus indikatoriaus, keičiasi jo spalva;
- 3) pakinta reakcijos terpės pH. Visiškos neutralizacijos terpės pH = 7.

**\*Titravimas – reagento tirpalo pylimas iš biuretės į titruojamąjį tirpalą, kol baigiasi reakcija (pasikeičia indikatoriaus spalva ar staiga padidėja pH vertė).**

Vykstant neutralizacijai paprastai temperatūra nematuojama, todėl labai sunku nustatyti šilumos pokytį. Neutralizacija dažniausiai apibūdinama pagal paskutinius du požymius.

Titruojant rūgštį baze ir bazę rūgštimi grafiškai vaizduojama titruojamojo tirpalo pH priklausomybė nuo pilamo tam tikros koncentracijos medžiagos tirpalo tūrio (48 pav.). Kai tirpale rūgšties ir bazės kiekiai vienodi, pakinta indikatoriaus spalva ir staiga padidėja titruojamojo tirpalo pH vertė.



**48 pav.** Titravimo reakcijų pavyzdžiai: a) 25 ml 0,1 mol/l HCl titruojama 0,1 mol/l NaOH; b) 25 ml 0,1 mol/l NaOH titruojama 0,1 mol/l HCl

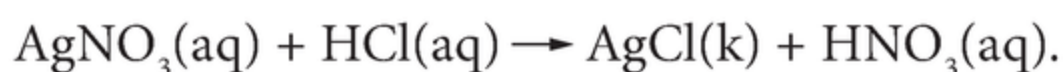
Titravimo matavimų tikslumas priklauso nuo daugelio veiksnių: reakciją stebinčio žmogaus regos gebos, vartojamų tirpalų koncentracijos ir kt. Pavyzdžiui, HCl titruojant mažesnės koncentracijos NaOH tirpalu (ne 0,1 mol/l, bet 0,05 mol/l) titravimo rezultatai būtų tikslesni.



**Atsakykite į klausimus ir išspręskite uždavinius**

1. 500 ml tirpalo yra ištirpę 14,2 g  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ . Apskaičiuokite bendrą visų druskos jonų molinę koncentraciją.

2. Sumaišius vienodus tūrius 0,1 mol/l koncentracijos sidabro nitrato ir druskos rūgšties tirpalų, vyko reakcija:



Apskaičiuokite gauto tirpalo pH vertę.

3. Kurių medžiagų vandeninių tirpalų terpė yra bazinė:  $\text{CaCO}_3$ ,  $\text{KOH}$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{CuO}$ ,  $\text{Na}_2\text{O}$ ,  $\text{Fe}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ?

4. 0,1 mol/l etano rūgšties tirpalo  $\text{pH} = 3$ . Apskaičiuokite etano rūgšties jonizacijos laipsnį.

5. Kuri iš šių rūgščių yra stipriausia, jeigu jų jonizacijos (pusiausvyros) konstantos tokios:  $\text{HClO} - K = 3,0 \cdot 10^{-5} \text{ mol/l}$ ,  $\text{H}_2\text{S} - K = 6,8 \cdot 10^{-8} \text{ mol/l}$ ,  $\text{CH}_3\text{COOH} - K = 1,75 \cdot 10^{-5} \text{ mol/l}$ ?

6. Apskaičiuokite 0,01 mol/l etano rūgšties pH vertę, jei rūgšties jonizacijos (pusiausvyros) konstanta  $K = 1,75 \cdot 10^{-5} \text{ mol/l}$ .

7. Litre tirpalo yra ištirpdyta 0,56 g  $\text{KOH}$ . Apskaičiuokite šio tirpalo pH vertę ir palyginkite ją su gautąja  $\text{KOH}$  tirpalo pH verte (p. 204). Padarykite išvadą.

8. Kalcio hidroksidas yra mažai tirpus junginys: 20 °C temperatūroje viename litre kalcio hidroksido tirpalo ištirpsta 1,6 g  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ . Apskaičiuokite šio tirpalo pH.

9. Kuris iš nurodytų 0,2 mol/l koncentracijos vandeninių tirpalų blogiausiai praleidžia elektros srovę?

A  $\text{HCl}(\text{aq})$       B  $\text{NaCl}(\text{aq})$       C  $\text{NH}_3(\text{aq})$       D  $\text{Ba}(\text{OH})_2(\text{aq})$

10. Kodėl Al puoduose galima virti tik pienišką arba šviežių daržovių sriubą, o ne raugintų kopūstų (žr. p. 117)?

11. Remdamiesi  $K_{\text{H}_2\text{O}}$  priklausomybe nuo temperatūros (žr. p. 199), paaiškinkite: ar egzoterminis, ar endoterminis procesas yra vandens jonizacija?

12. Apskaičiuokite rūgšties tirpalo, kurio  $\text{pH} = -1$ , vandenilio jonų koncentraciją.

13. Apskaičiuokite 0,05, 0,10, 0,25 ir 0,50 mol/l  $\text{HF}$  jonizacijos laipsnius (jonizacijos (pusiausvyros) konstanta  $K = 3,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol/l}$ ). Grafiškai pavaizduokite  $\text{HF}$  jonizacijos laipsnio priklausomybę nuo elektrolito koncentracijos ir padarykite išvadą.



# CHEMIJA IR APLINKA

## 20.1. Oro tarša

Degant iškastiniam kurui išsiskiria įvairių degimo produktų, kurie teršia orą (13 lentelė).

13 lentelė. Pagrindiniai teršalai ir jų mažinimo būdai

Teršalai	Poveikis	Taršos mažinimo būdai
Suodžiai, dūmai ir kitos kietosios dalelės	Teršia pastatus	Naudoti nedūminį kurą. Pagerinti oro tiekimą
Anglies(II) oksidas	Nuodingas	Sureguliuoti variklius. Naudoti katalizinius konverterius
Anglies dioksidas	Šiltnamio efektas	Mažiau deginti iškastinio kuro. Atsodinti miškus
Švino junginiai	Nuodingi	Mažinti švino junginių koncentraciją herbiciduose ir pesticiduose
Freonai	Ardo ozono sluoksnį	Mažiau naudoti freonų. Sukurti nekenksmingų chemikalų
Sieros dioksidas	Rūgštusis lietus	Mažiau deginti akmens anglies ir naftos. Šalinti anglies dioksidą iš išmetamųjų dujų
Azoto oksidai	Rūgštusis lietus	Sureguliuoti variklius. Naudoti katalizinius konverterius

Kai medžiaga dega esant deguonies pertekliui, sakoma, kad ji **sudega visiškai**. Degant kurui, kurio pagrindą sudaro angliavandeniliai, susidaro suodžių, dūmų (tai ne-sudegusios kietosios anglies dalelės) ir anglies(II) oksido (CO). Anglies(II) oksidas – labai nuodingos dujos, kurios neleidžia kraujui pernešti deguonies. Daugelyje miestų oro tarša per didelė, netgi susidaro **smėgas** – ore tvyrančių teršalų migla, kuri mato plika akimi. Užterštame ore yra labai pavojingų junginių: anglies(II) oksido, azoto(IV) oksido, sieros(IV) oksido, smulkių kietųjų dalelių ir kt. Oro taršos šaltiniai – automobiliai, pramonė, anglį, medieną kūrenančios elektrinės ar namai, daug teršalų į orą patenka purškiant dirvas pesticidais ir herbicidais, naudojant aliejinius ir įvairiais

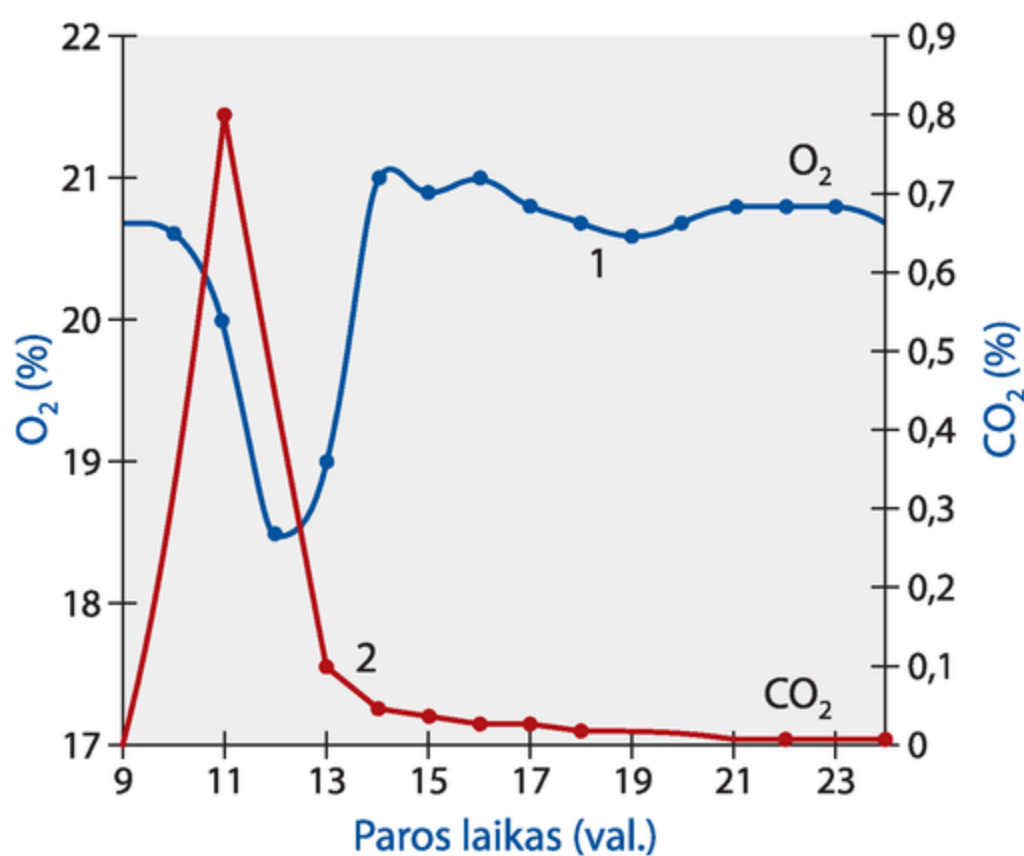


tirpikliais skiedžiamus dažus, lakus. Saulėtą dieną oro teršalus veikia ultravioletiniai spinduliai, dėl to vyksta įvairių fotocheminių reakcijų ir susidaro daug nuodingesnių junginių. Šis reiškinys vadinamas **fotocheminiu smogu**. Vykstant fotocheminėms reakcijoms susidaro ozonas, NO, aldehydai, benzenas ir kitos medžiagos.

**Įdomu.** Ar žinote, kad norint visiškai oksiduoti, t. y. sudeginti, 1 kg benzino ar dyzelino reikia sunaudoti 2,1 m<sup>3</sup> deguonies? O ramiai kvėpuodamas žmogus per parą sunaudoja 1,4 m<sup>3</sup> deguonies. Jei didžiuosiuose Lietuvos miestuose kiekvienas automobilis per parą sudegintų tik 3 l benzino, tai vis tiek reikėtų milžiniško deguonies tūrio. Tokį deguonies tūrį vos spėja regeneruoti augalija. Todėl kai kuriose miestų dalyse laikinai pradeda trūkti deguonies. Tyrimų, nustatančių deguonies kitimą per parą, pasaulyje atlikta labai nedaug. Pavyzdžiui, nustatyta, kad Maskvojė rugpjūčio–rugsėjo mėnesiais deguonies trūkumas atsiranda nuo 11 iki 13 valandos (49 pav.). Deguonies koncentracija ore netoli didelių automobilių magistralių sumažėja nuo 20,8 iki 18,5 %. Juntamas deguonies trūkumas ypač kenkia žmonėms, sergantiems širdies ir plaučių ligomis. Be to, sumažėjus deguonies koncentracijai automobilio variklyje kuras ne visai sudega ir daugiau išsiskiria anglies(II) oksido (CO).

Kad egzistuoja deguonies bado problema, teigia ir mokslininkai – viso pasaulio miestuose katastrofiškai sumažėjo didelių skraidančių vabzdžių. Deguonies trūkumo problema labai susijusi su geografinė miestų padėtimi. Dažniausiai didieji pasaulio miestai (Niujorkas, Tokijas, Londonas, Kalkutà, Čikagà ir kt.) įsikūrę netoli jūros ar vandenyno – didžiulių gryno oro telkinių – krantų. Kitokioje geografinėje padėtyje yra labiausiai užterštas pasaulio miestas Meksikas. Jame oro taršos problemos tokios pat kaip Maskvojė. Kai trūksta deguonies, žmonėms sunkiau atlikti protinį darbą, išlaikyti dėmesį. Tada vairuotojai dažniau būna nedėmesingi ir mieguisti, gali padaugėti avarijų.

Svarbiausias oro taršos šaltinis – automobiliai. Jų išmetamosiose dujose daugiausia yra anglies(II) oksido. Automobiliai į orą išmeta ir azoto oksidų (NO<sub>x</sub>), kurie yra pagrindinė rūgščiojo lietaus priežastis. Vienas iš šios problemos sprendimo būdų – mažesnis automobilių skaičius gatvėse. Jeigu viename automobilyje važiuotų kuo daugiau žmonių, jei žmonės gyventų arčiau darboviečių, jei dažniau naudotųsi visuomeniniu



**49 pav.** Deguonies O<sub>2</sub> ir anglies dioksido CO<sub>2</sub> koncentracijų kitimas ore netoli automobilių magistralės Maskvoje 2000 metais



transportu, pavyktų sumažinti oro taršą. Be to, reikėtų didinti automobilių variklių efektyvumą.

**Idomu.** 2003 metais VDU prof. habil. dr. Regina Gražulevičienė su bendradarbiais nustatė  $\text{NO}_2$  taršos poveikį skirtingo amžiaus Kauno miesto vyrų sergamumui miokardo infarktu. Tirti trijų amžiaus grupių vyrai: 25–44 metų, 44–54 metų ir 55–64 metų. Paaiškėjo, kad didėjanti oro tarša  $\text{NO}_2$  beveik neturėjo įtakos 25–44 ir 45–54 metų amžiaus grupių vyrams patirti pirmąjį miokardo infarktą. Tačiau 55–64 metų amžiaus grupės vyrų sergamumas padidėjo nuo 4,85 (mažos taršos zona, žr. 14 lentelę) iki 6,26 (didelės taršos zona) tūkstančiui gyventojų. Tikėtina, kad duomenys būtų panašūs ir atlikus tyrimus kituose Lietuvos miestuose.

**14 lentelė. Vidutinės metinės  $\text{NO}_2$  koncentracijos įvairiose Kauno miesto dalyse 1999–2001 metais**

Mažos taršos zona		Vidutinės taršos zona		Didelės taršos zona	
Miesto dalis	$\text{NO}_2$ ( $\mu\text{g}/\text{m}^3$ )	Miesto dalis	$\text{NO}_2$ ( $\mu\text{g}/\text{m}^3$ )	Miesto dalis	$\text{NO}_2$ ( $\mu\text{g}/\text{m}^3$ )
Palemėnas	12,6	Aleksotas	14,9	Šančiai	16,7
Panemunė	12,9	Dainava	15,0	Žaliakalnis	17,7
Sargėnai	12,9	Šilainiai	15,0	Kalniėčiai	18,2
Petrašiūnai	14,1	Vilijampolė	16,5		

Taip pat nustatyta, kad didelės  $\text{NO}_2$  taršos zonoje gyvenantys vyrai patirti pirmąjį miokardo infarktą rizikuoja 43 % dažniau negu tie, kurie gyvena mažos taršos zonoje. Mokslininkė mano, kad ilgalaikė nedidelė ir netgi neviršijanti didžiausios leidžiamosios koncentracijos oro tarša  $\text{NO}_2$  didina pirmojo miokardo infarkto riziką.

$\text{CO}$ , suodžių, dūmų ir azoto oksidų koncentracija išmetamosiose dujose gerokai sumažėtų, jei kiekviename automobilyje būtų **katalizinis konvertoris** (50 pav.). Šis įtaisas dėl viduje esančio katalizatoriaus daugiau kaip 90 % sumažina teršalų koncentracijas.



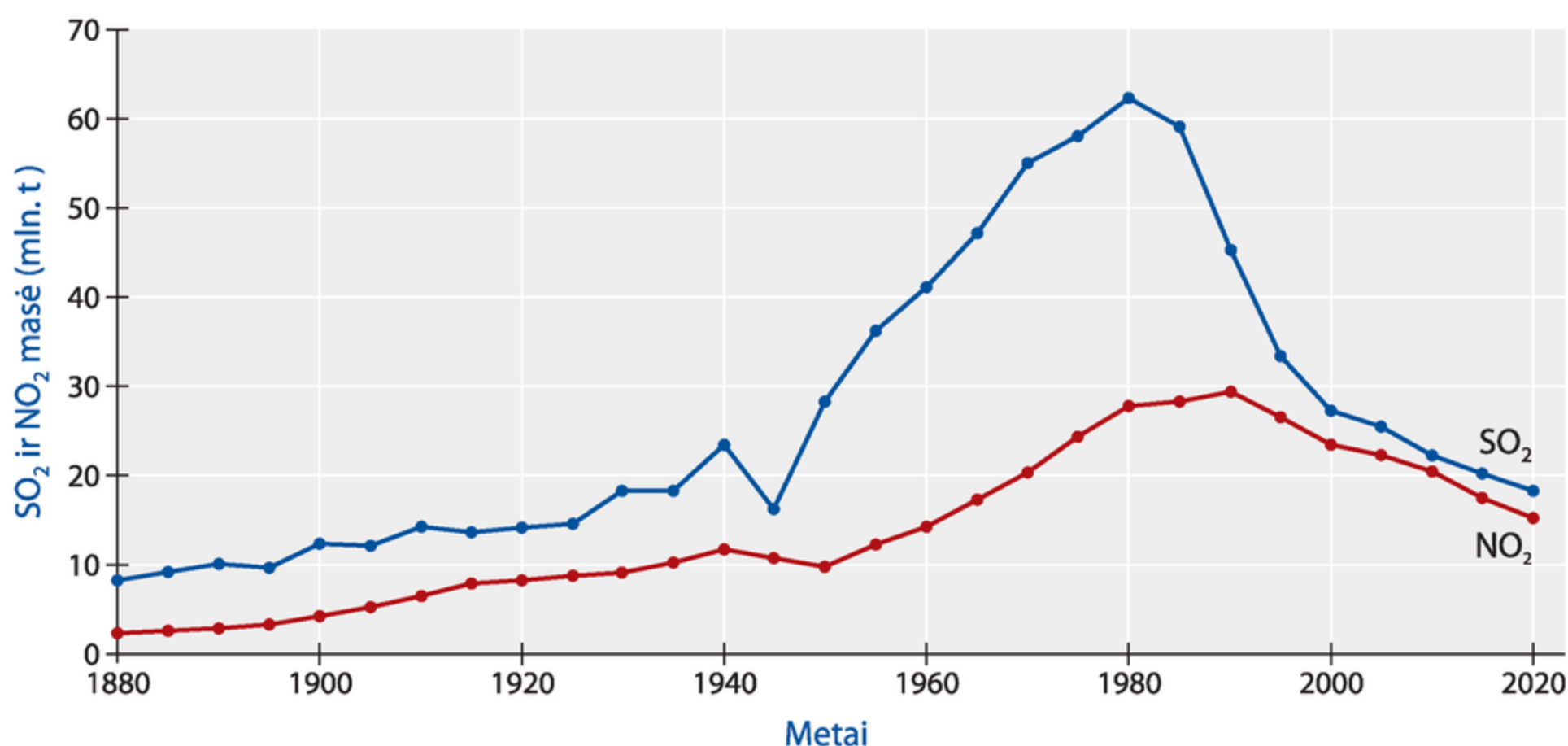
**50 pav.** Automobilio išmetamųjų teršalų „perdirbimas“ kataliziniame (Pt ar Pa) konverteryje



Žemės ūkio augalų kenkėjams ir ligų sukėlėjams naikinti plačiai vartojami herbicidai ir pesticidai, kuriuose yra švino. Herbicidų ir pesticidų dulkės smarkiai teršia orą. Švinas labai nuodingas, vadinamas *kaupiamaisiais nuodais*. Šis metalas kaupiasi augaluose, žmogaus organizme ir iš jo nepasišalina. Žinoma, kad švinas gali pažeisti vaikų smegenis.

## 20.2. Rūgštusis lietus

Kai deginamas iškastinis kuras, kuriame yra sieros, išsiskiria sieros dioksidas. Oro azotas nėra reaktyvus, bet aukštoje temperatūroje (automobilio variklyje) reaguoja su deguonimi ir susidaro azoto oksidų  $\text{NO}_x$ . Sieros dioksidas ir azoto oksidai yra nuodingos dujos, kurios gali sukelti plaučių ligas. Šių dujų kiekių kitimas atmosferoje vaizduojamas diagrama (51 pav.). Sieros dioksidas ir azoto oksidai, reaguodami su lietaus vandeniu, sudaro sieros, azoto ir nitrito rūgštis, dėl kurių lietus tampa daug rūgštesnis, negu įprasta. Toks lietus vadinamas *rūgščiūju*.



51 pav. Sieros dioksido ir azoto dioksido kiekių kitimas pasaulyje 1880–2020 metais

Debesis sudarantys mikroskopiniai vandens lašeliai sugeria ore sklindančias smulkias kietąsias daleles ir tirpius dujinius teršalus – taip lietus išplauna iš atmosferos dalį teršalų. Geriausiai pasišalina sieros ir kai kurie azoto oksidai, nes jie lengvai sudaro rūgštis, kurias sugeria drėgmės lašeliai.

Dujinės medžiagos nuolat virsta rūgštimis ir pasišalina iš atmosferos, tačiau dėl intensyvios ūkinės žmonių veiklos į aplinką patenkantys sieros ir azoto oksidai labai paveikė šiuos procesus, jie pasidarė daug didesni\*.



*\*Idomu. Maždaug 5–10 %  $\text{SO}_2$  dujų oksiduojasi į sulfato ir sulfito rūgštis. Pietų Skandinavijoje sieros rūgštis kartu su krituliais iškrinta  $\sim 1 \text{ g}/(\text{m}^3 \cdot \text{metus})$ . Kartais per lietų į vieną kvadratinį paviršiaus ploto metrą susigeria 0,1–0,2 g sieros rūgštis. Šiaurės Amerikoje lyja rūgštusis lietus, kurį sudaro 62 % sieros rūgštis, 32 % azoto rūgštis ir 6 % druskos rūgštis.*

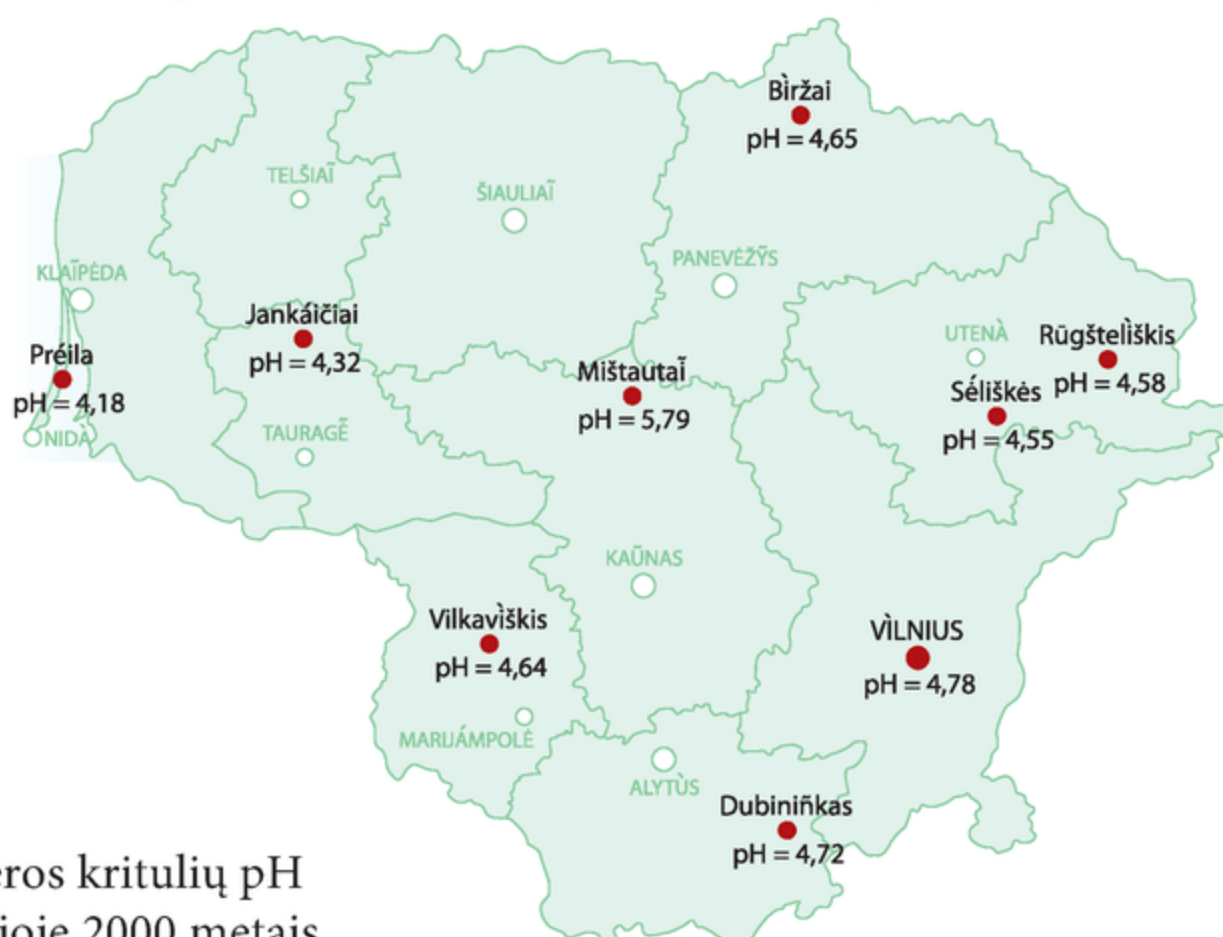
Rūgštusis lietus silpnina augalus, jie tampa neatsparūs ligoms ir kenkėjams. Tokie krituliai žudo smulkiuosius bestuburius ir dirvožemyje gyvenančius skaidytojus – taip pakenkiama visai ekosistemai. Mažėja žemės ūkio augalų derlingumas, metalai greičiau koroduoja, yra marmuras ir kitos statybinės medžiagos. Dėl rūgščiųjų kritulių daugėja sunkiųjų metalų geriamajame vandenyje. Rūgštusis lietus išplauna iš dirvos aliuminį ir neša jį į vandens telkinius, tirpdo vandentiekio vamzdžiuose esantį varį ir šviną.

Aplinkos pH yra svarbus kokybinis rodiklis. Nuo aplinkos rūgštingumo priklauso, kokie vyks biologiniai ir cheminiai procesai, kokį pavojų aplinkai jie sukels. Gryno vandens pH yra  $\sim 7$ . Tačiau atmosferoje esantis nedidelis anglies dioksido kiekis reaguoja su vandeniu ir sudaro silpnąją anglies rūgštį – padidėja  $\text{H}^+$  jonų koncentracija tirpale. Todėl lietaus vandens pH paprastai būna ne 7, o  $\sim 5,6$ . Netoli miestų lietaus pH kartais sumažėja iki 4. Debesų ir rūko dalelės gali būti dar rūgštesnės už lietų. Nustatyta, kad kai kurių rūko dalelių pH – vos 1,7. Tokių rūkų veikiama greitai nyksta augalija, yra statybinės medžiagos (52 pav.).

Kritulių rūgštingumo tyrimai parodė, kad Lietuvos krituliams būdinga rūgštinė reakcija. Žemėlapyje pateikiamos vidutinės kritulių pH vertės skirtingose Lietuvos vietovėse (53 pav.).



52 pav. Statulos irimas dėl rūgščiojo lietaus



53 pav. Atmosferos kritulių pH Lietuvos teritorijoje 2000 metais



Rūgščiojo lietaus poveikį galima sumažinti mažiau deginant iškastinio kuro arba šalinant iš jo sierą ir azotą, tobulinant automobilių variklius, kad išmetamosiose dujose būtų mažiau kenksmingų medžiagų.

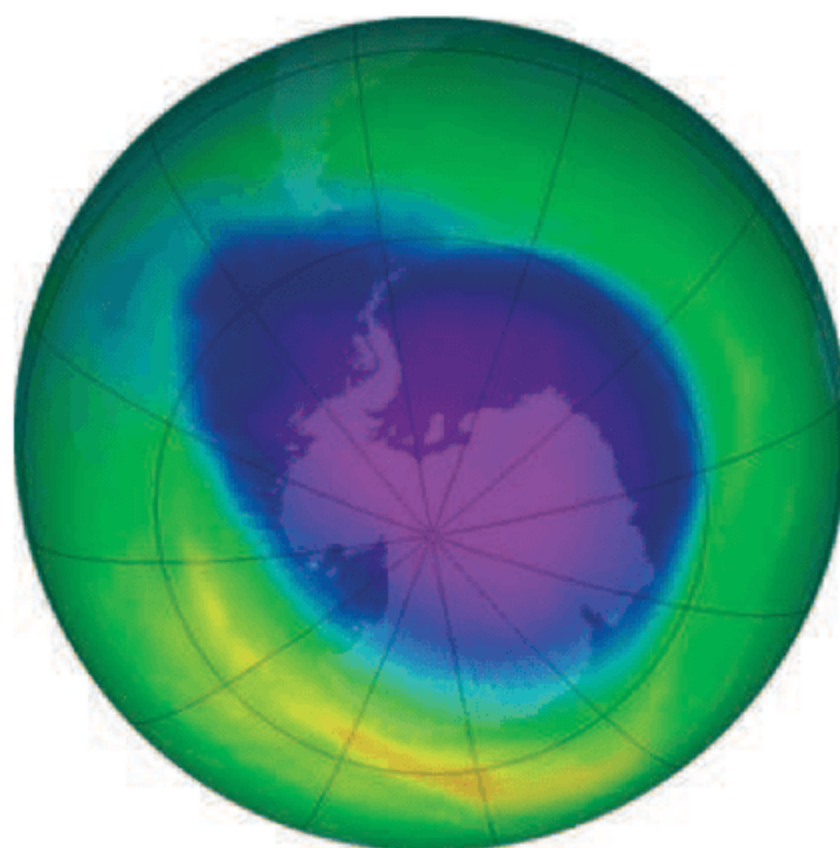
**?** Parašykite bent trijų azoto oksidų chemines formules.

## 20.3. Ozono kiekio mažėjimas

Ozonas susikaupęs dviejuose atmosferos sluoksniuose. Daugiausia ozono (~90 % arba daugiau kaip 3 mlrd. tonų) yra 20–25 km aukščio 5 km pločio atmosferos sluoksnyje. Ozonas saugo Žemę nuo ultravioletinių spindulių, kurie gali sukelti odos vėžį. Tai „gerasis“ ozonas. Jo sluoksnio storis – 230–500 Dobsono vienetų (DV)\*. Bendras ozono kiekis virš Lietuvos 2002 metais sudarė 337 DV. Šių dujų sluoksnio storis kinta, tačiau 20 a. pabaigoje buvo pastebėta ozono skylių virš Antarkties (54 pav.) ir Vakarų Europos.

*\*Idomu. Nusodinus visas ozono molekules sąlyginiam atmosferos stulpe, esančiame nuo viršutinės atmosferos ribos iki Žemės paviršiaus, standartinėmis sąlygomis vieną DV atitiktų 0,01 mm storio plokštelė.*

*Didžiausias ozono kiekis 527 DV Lietuvoje užfiksuotas 1999 metų kovo mėnesį, o mažiausias 210 DV – 1993 metų spalio mėnesį.*



Bendras ozono kiekis (Dobsono vienetais)  
110 220 330 440 550

54 pav. Antarkties ozono skylė

Netoli Žemės paviršiaus esantis ozonas vadinamas „bloguoju“, nes per didelė jo koncentracija kenkia žmonių sveikatai. Šis ozonas sugeria šiluminius spindulius ir didina šiltnamio efektą.

Medžiagos, kurių yra aerozoliuose, **aušaluose**\*\*, ugnies gesintuvų užpilduose (halonai), dezinfekuojamosios medžiagos fumigantai ir putodaros agentai, naudojami poliuretalui ir kitiems putplasčiams gaminti, vadinamos **freonais** (žymimos **CFC**)\*\*\*. Freonai ardo ozono sluoksnį. Jie yra lakūs ir stabilūs, patekę į atmosferą, nesuyra 35–640 metų. Oro srautų nugabenti į stratosferą freonai, veikiami saulės spindulių, skyla į **laisvuosius chloro radikalus** (Cl•), kurie reaguoja su ozonu ir ardo jį. Vyksta katalizinė grandininė reakcija, nes chloras iš reakcijos aplinkos nepasišalina ir procesas kartojasi daug kartų.



Apskaičiuota, kad kiekvienas chloro atomas suardo apie 100 000 ozono molekulių, kol galų gale pasišalina iš stratosferos vykstant kitoms reakcijoms ar iškrinta su krituliais.

**\*\*Aušalas** – skystis arba dujos, naudojamos aušinimo įrenginiuose.

**\*\*\*CFC** – trumpinys iš angliško žodžio *chlorofluorocarbons*.

Stengiantis sumažinti freonų išmetimą į atmosferą, 1987 metų rugsėjo 16 dieną buvo pasirašytas Monrealio protokolas (15 lentelė). Jame pateiktas pavojingiausių chlorfluorangliavandenilių sąrašas. Protokolą pasirašiusios šalys pasižadėjo mažinti jų gamybą. Šis sąrašas nuolat papildomas, įrašoma naujų ozono sluoksnį ardančių medžiagų. Mokslininkai mano, kad laikantis Monrealio protokolo ozono skylių iki 2050 metų gali nelikti.

**15 lentelė. Kai kurios Monrealio protokole išvardytos kontroliuojamos medžiagos**

Chlorfluorangliavandeniliai (CFC), iš viso yra 15			
Pavadinimas	Žymėjimas	Cheminė formulė	Išsilaiko atmosferoje (metai)
Trichlortrifluoretanas	CFC-113	$\text{CF}_3\text{CCl}_3$	85
Dichlortetrafluoretanas	CFC-114	$\text{CF}_3\text{CFCl}_2$	300
Halonai			
Bromchlordifluormetanas	Halonas 1211	$\text{CF}_2\text{ClBr}$	> 50
Dibromtetrafluoretanas	Halonas 2402	$\text{CF}_3\text{CFBr}_2$	65
Hidrochlorfluorangliavandeniliai (HCFC), iš viso yra 38			
Dichlorfluoretanas	HCFC-21	$\text{CHFCl}_2$	1,4-19
Trichlordifluoretanas	HCFC-121	$\text{C}_2\text{HF}_2\text{Cl}_3$	1,4-19
Hidrobromfluorangliavandeniliai (HBFC), iš viso yra 34			
Dibromfluormetanas		$\text{CHFBr}_2$	
Bromtetrafluoretanas		$\text{C}_2\text{HF}_4\text{Br}$	

**?** Parašykite nesutrumpintas medžiagų CFC-114,  $\text{C}_2\text{HF}_2\text{Cl}_3$  ir  $\text{C}_2\text{HF}_2\text{Cl}_3$  struktūrines formules.

**Idomu.** Medicinoje plačiai taikoma ozono terapija. Nustatyta, kad veiksmingiausias kovos su žarnyno parazitais būdas – leisti į žarnyną deguonies ir ozono dujų mišinį. Deguonis paralyžiuoja parazitus, o ozonas dezinfekuoja žarnyno aplinką ir sunaikina juos.



*Nedidelė ozono koncentracija ore žmogų veikia teigiamai. Po audros dažnai sakoma: kvėpuok ozonu – tai sveika.*

Saugant ozono sluoksnį aerozolių balionėliai vietoj freonų pripildomi izobutano.



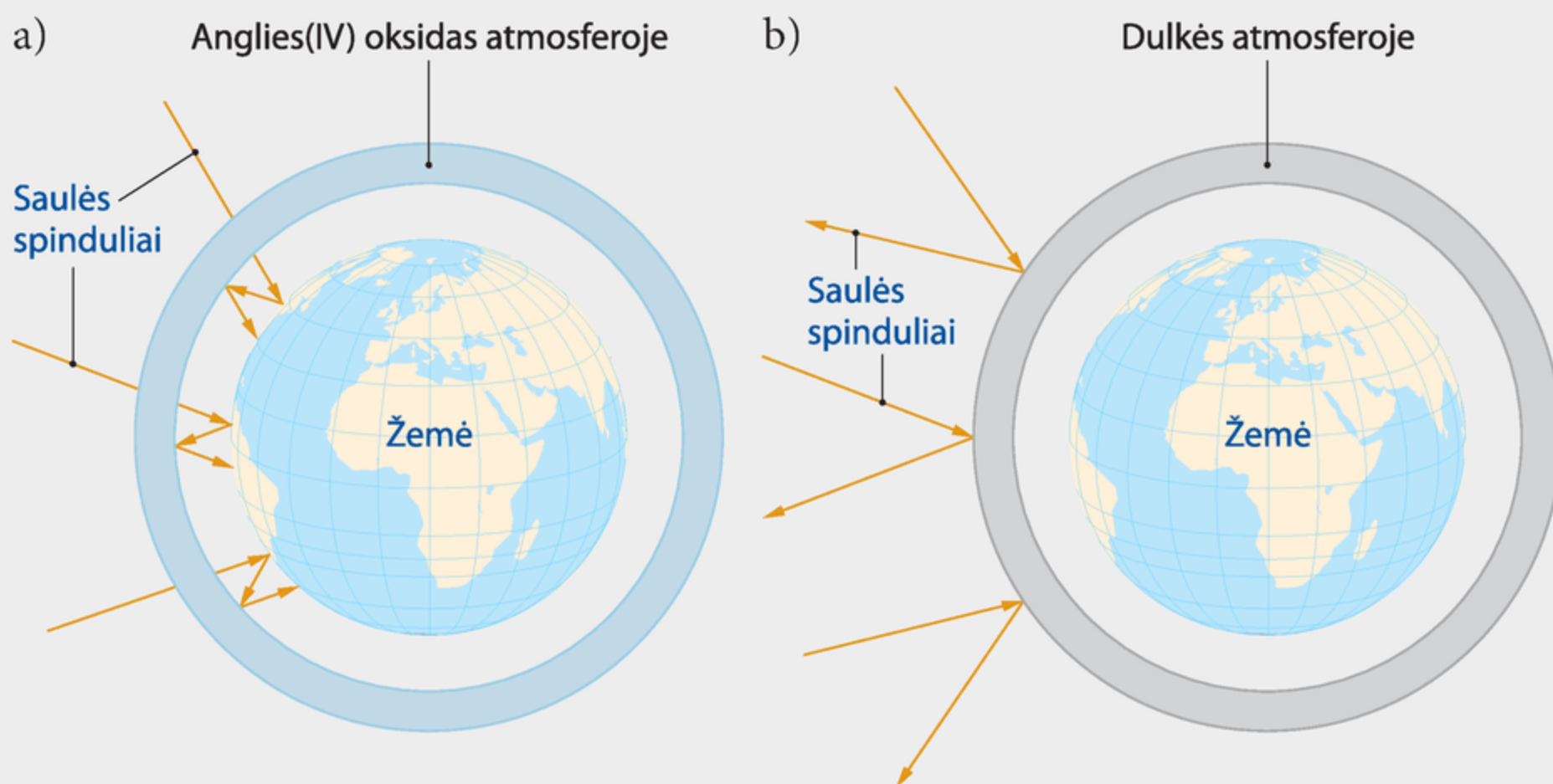
**?** Pavadinkite šį junginį pagal IUPAC nomenklaturą.

Freonų neturinčios medžiagos žymimos tokiu ženklu

## 20.4. Šiltnamio efektas

Anglies dioksidas yra svarbiausios dujos, sukeliančios Žemės paviršiaus išilimą, jos sulaiko saulės šilumą. Atmosferos anglies dioksido poveikis Žemės paviršiaus temperatūrai vadinamas **šiltnamio efektu**. Milijonus metų vykstant anglies ciklui buvo palaikoma pusiausvyra tarp anglies dioksido susidarymo ir jo šalinimo iš atmosferos.

Daug tūkstančių metų vidutinė planetos paviršiaus temperatūra buvo apie +15 °C. Dabar pamažu ši vidutinė temperatūra kyla. Saulės spinduliai šildo atmosferą ir Žemės paviršių. Sausumos paviršius ir dulkės atspindi juos. 67 % Saulės spinduliuotės



**55 pav.** Iškastinio kuro degimo produktų (anglies(IV) oksido ir dulkių) poveikis Žemės šiluminiam balansui: a) Saulės spindulių energiją sugeria CO<sub>2</sub> dujos, sukeliančios šiltnamio efektą; b) Saulės spindulių energiją atspindi dulkės, susikaupusios viršutiniame atmosferos sluoksnyje (klimatas šaltėja).

energijos sugeria atmosfera ir Žemės paviršius, o 33 % – grįžta į kosminę erdvę (55 a pav.). Jei visa energija būtų išspinduliuojama į kosmosą, Žemės paviršiaus temperatūra siektų  $-18\text{ }^{\circ}\text{C}$ . Tačiau dalį išspinduliuotos šilumos debesis ir įvairios dujos sugrąžina į Žemę (55 b pav.), taip dėl natūralaus šiltnamio efekto palaikoma vidutinė Žemės paviršiaus temperatūra  $+15\text{ }^{\circ}\text{C}$ .

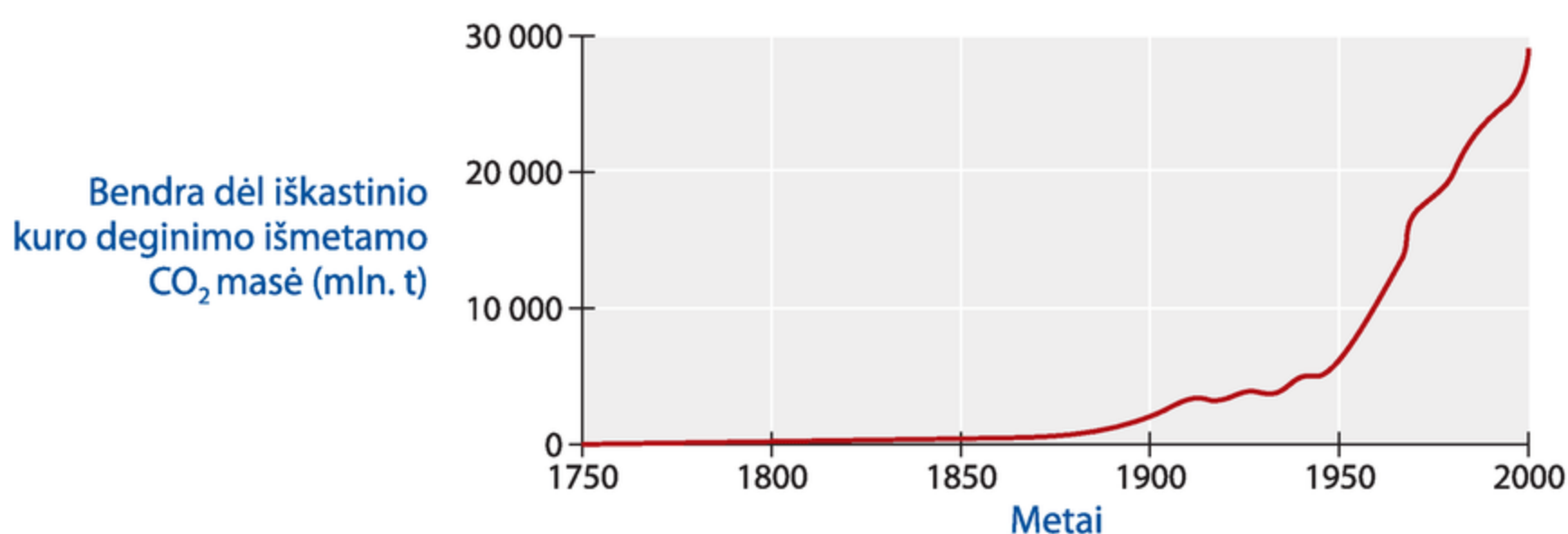
Dėl nuolatinio  $\text{CO}_2$  kiekio didėjimo atmosferoje (56 pav.), taip pat dėl kitų dujų (freonų, metano  $\text{CH}_4^*$  ir azoto(I) oksido  $\text{N}_2\text{O}$ ), sugeriančių grįžtamuosius ilgabangius Žemės spindulius, oras išyla – atsiranda šiltnamio efektas, t. y. kyla atmosferos ir vandenynų paviršiaus temperatūra ( $0,2\text{--}0,7\text{ }^{\circ}\text{C}$ ). Nuo 1990 metų Šiaurės Atlante padaugėjo tropinių audrų ir uraganų.

Kokios svarbiausios dujos sukelia šiltnamio efektą, žr. 16 lentelėje.

**16 lentelė. Šiltnamio efektą sukeliančios dujos**

Dujos	Santykinė dalis (%)	Kitimas 1750–2005 m. (%)
Freonai	15–25	–
$\text{CH}_4$	12–20	+150
$\text{O}_3$ (troposferos)	8	–
$\text{N}_2\text{O}$	5	+18
$\text{CO}_2$	50–60	+35

Per pastaruosius šimtą metų  $\text{CO}_2$  kiekis atmosferoje padidėjo  $\sim 20\text{ }\%^{**}$ , o metano – beveik 90 %.

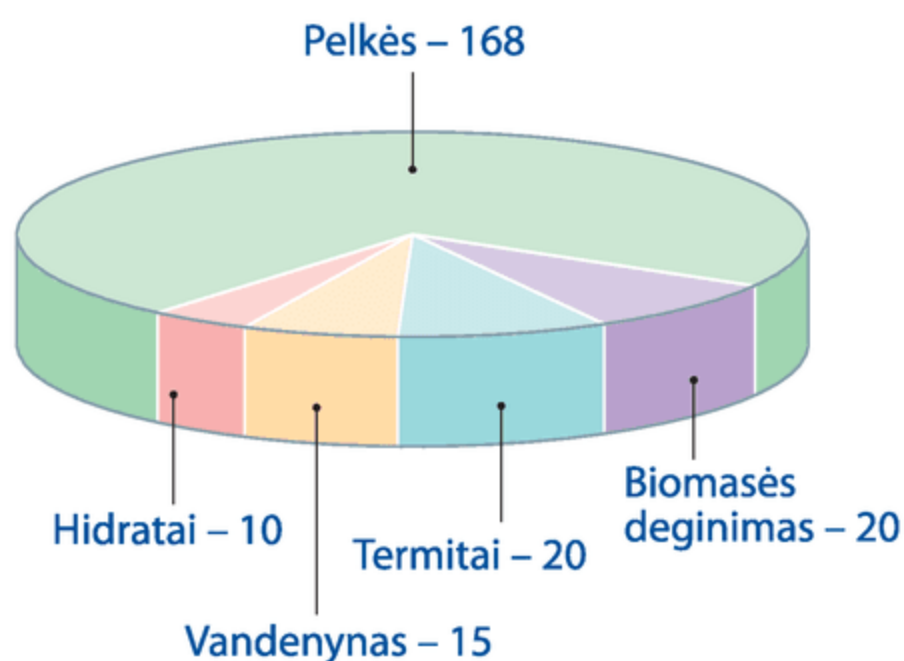


**56 pav.**  $\text{CO}_2$  masės didėjimas 1750–2000 metais

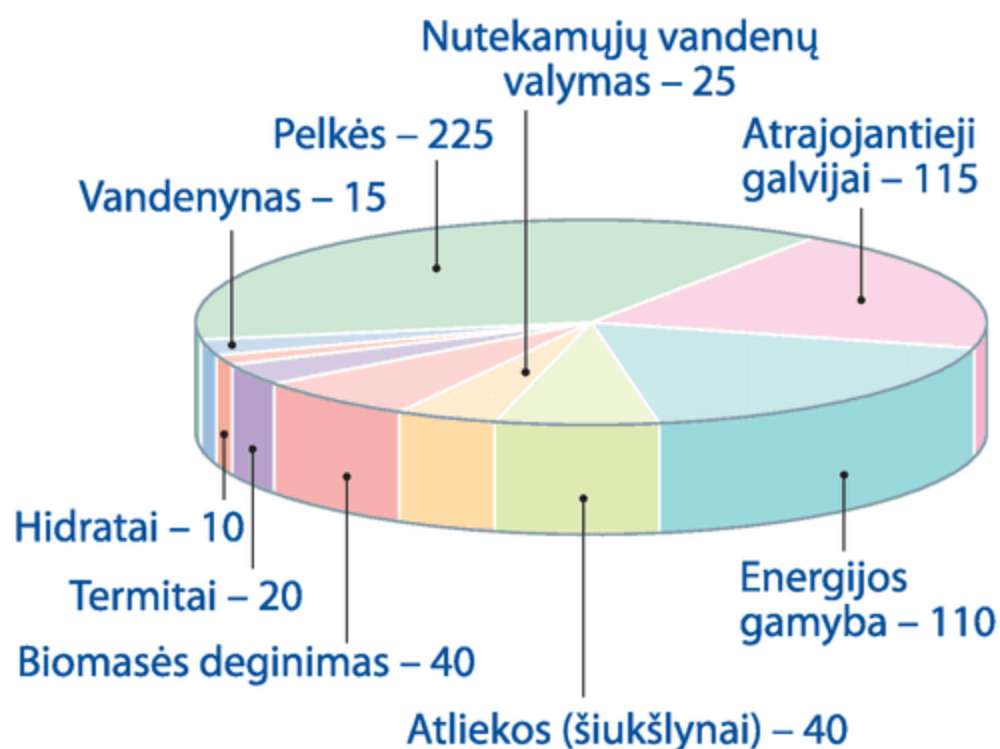
**\*Įdomu.** Galvijų vidurių dujos ir mėšlas (57 pav.) sudaro 20 % viso išmetamo metano kiekio, kuris Žemę šildo 20 kartų labiau negu anglies dioksidas.



Priešindustriniai laikai – 233 mln. t per metus



Dabar – 600 mln. t per metus



57 pav. Metano emisija į atmosferą

**\*\*Idomu.** Aplinkos ministerijos duomenimis, šiltnamio efektą sukeliančių dujų emisija 2002–2006 metais Lietuvoje padidėjo nuo 20 685 iki 23 222 tūkst. t CO<sub>2</sub> (~12,3 %). Apie 21–24 % šių dujų išmeta pramonė, 31–35 % – energetika, 17–19 % – transportas ir 25–28 % – kitos ūkio sritys. Pramonės įmonės CO<sub>2</sub> emisiją padidino nuo 4 287 iki 5 538 tūkst. tonų (~29,2 %).

Veikiantis kompiuteris per valandą išmeta 2–3 g CO<sub>2</sub>.

Pagrindiniai šiltnamio efekto padariniai:

- pradėtų tirpti ledynai\* (58 pav.);
- užtvintų tankiai apgyventos pakrančių teritorijos;
- dėl intensyvesnio garavimo vienosiose platumose padažnėtų lietūs, kitose – sumažėtų kritulių;
- viduržemio klimato juostos plotai sumažėtų ir pasislinktų į šiaurę;
- amžinojo įšalo plotai sumažėtų ir miškai išsiplėstų iki arktinių dykumų.



58 pav. Grenlándijos ledynų tirpimas



**\*Idomu.** Vidutinė atmosferos temperatūra 1906–2005 metais padidėjo  $0,74 \pm 0,18$  °C. 1973–2003 metais tyrinėjant ledynus Šiaurės pusrutulyje, nustatyta, kad ledynų ilgis sumažėjo 7 %. Vandenyno lygis kyla daugiau kaip 150 metų. Per pastaruosius tris dešimtmečius pakilo apie 6–7 cm (palydoviniai duomenys). Teigiama, kad per 21 amžių vandenyno lygis turėtų pakilti apie 30–50 cm.

**Naujausi tyrimai parodė, jog po Arkties ledu glūdinčio anglies dioksido klodai yra beveik dukart didesni, negu manyta iki šiol, ir sudaro apie 1,5 trilijonus tonų anglies(IV) oksido.** Tai ~2 kartus daugiau, negu šio junginio yra atmosferoje. Dėl atšilimo į atmosferą gali išsiskirti dideli anglies dioksido kiekiai. Mokslininkai išsiaiškino, kad daugiausia CO<sub>2</sub>, dabar išsiskiriančio Arkties regione, susidarė prieš kelis tūkstančius metų.

Pagal [www.delfi.lt](http://www.delfi.lt), 2009 m. liepos mėn. 7 d.

**Idomu.** Kaip atšaldyti planetą? Tikroviškiausias būdas žinomas jau kelis dešimtmečius, bet jį neseniai vėl pasiūlė Polas Krutzenas, 1995 metų Nobelio premijos laureatas. Pavyzdžiui, naudojant oro balionus stratosferoje galima pripurkšti sieros dioksido, kuris čia pat virstų sulfato dalelėmis. Šie aerozoliai kelerius metus atspindėtų dalį saulės spindulių. Tokį „ekrano“ efektą padėjo ištirti didžiulis ugnikalnio išsiveržimas 1991 metais, kai į atmosferą patekęs sieros(IV) oksidas virto aerozolių debesimis. Išsiveržus Pinatubo ugnikalniui, toks „ekranas“ dvejus metus Žemės paviršiaus temperatūrą sumažino ~0,5 laipsnio. Po Pinatubo išsiveržimo 1992 metų žiemą prie Labradoro jūros, Artimuosiuose Rytuose ir Šiaurės Afrikoje buvo gerokai nukritusi temperatūra.

Pagal [www.delfi](http://www.delfi), 2006 m. spalio 10 d.

Šiais laikais žmonės iškerta daug atogrąžų miškų, sudegina daug iškastinio kuro, dėl to atmosferoje smarkiai daugėja anglies dioksido. Susikaupusi šiluminė energija mažiau pašalinama iš atmosferos, todėl vidutinė Žemės paviršiaus temperatūra vis kyla. Mokslininkai negali tiksliai pasakyti, kiek temperatūra pakils dėl nuolatinio CO<sub>2</sub> gausėjimo. Tačiau jie įsitikinę, kad gali atsirasti labai didelių klimato pakitimų. Dėl šylančio klimato per 50 metų Baltijos jūros vandens lygis pakilo 15 cm. Vis stipresnės atūžia audros, siaurėja Lietuvos pajūrio juosta. Nors mokslininkų nuomonės skiriasi, kiek tiksliai vandens lygis dar kils, tačiau neabejojama, jog dėl Lietuvos geografinės padėties nesijausime saugūs.

**Svarbu!** Didžiojo aštuoneto (G-8) pramoninių valstybių lyderiai sutarė siekti, kad oro temperatūra pasaulyje nepakiltų daugiau kaip 2 °C. Vadinasi, reikės smarkiai sumažinti šiltnamio efektą sukeliančių dujų kiekį atmosferoje. Bus stengiamasi iki 2050 metų dvigubai sumažinti tokių dujų išmetimą į atmosferą. Vadovauti šiai veiklai imasi išsivysčiusios šalys.



**Idomu.** Pasaulio vandenynai sugeria anglies(IV) oksidą, kuris išsiskiria deginant kurą. Ramųjį vandenyną tyrę mokslininkai patikrino, kiek vandenynas parūgštėjo per paskutinius 15 metų. Specialistai įvairiais kompiuteriniais modeliais ir laboratoriniais eksperimentais įrodė, kad didėjantis rūgštingumas trukdo gyvūnų kalcio karbonato kriauklėms susidaryti ir netgi gali jas ištirpdyti.

2006 metais mokslininkai pakartojo tyrimą norėdami patikrinti, kas pasikeitė.

Vandenyno gilumoje (3–5 km gylyje) rūgštingumas buvo beveik toks pats. Bet viršutinis 700 m vandenyno sluoksnis parūgštėjo vidutiniškai 0,025 pH vieneto.

Pagal [www.delfi.lt](http://www.delfi.lt) 2007 m. vasario mėn. 19 d.

Pagrindinis Europos Sąjungos atmosferos taršos mažinimo būdas – prekyba šiltnamio efektą sukeliančių dujų ( $\text{CO}_2$  ir kt.) apyvartiniais taršos leidimais (ATL). **Viena į atmosferą išmetamo anglies dioksido tona atitinka vieną ATL.** Neišnaudotus ATL įmonės gali parduoti ir gauti papildomų pajamų. Sumažėjus išmetamų teršalų kiekiui, Lietuvos ir kitų šalių įmonės stengiasi parduoti sukauptus ATL kitiems ūkio subjektams, kurie taršos leidimų jau nebeturi. **ATL kaina biržose siekia apie 14 eurų (48,3 lito).** Europoje ATL pasiūla viršija paklausą, tad kyla minčių prekybą taršos leidimais išplėsti pasauliniu mastu. Nemokamai ATL įmonėms skyrusi ES reikalauja lėšas, gautas už parduotus neišnaudotus ATL, investuoti į efektyvesnę energijos gamybos procesą. 2008–2012 metams ATL gavo 134 mūsų šalies įmonės. Per 5 metus Lietuvoje į atmosferą gali būti išmesta 59,7 mln. tonų  $\text{CO}_2$ . Dėl Ignalinos atominės elektrinės uždarymo 2010 metais Lietuvos įmonėms suteikta didesnė bendra metinė  $\text{CO}_2$  išmetimo kvota – 8,8 mln. tonų.

ES parlamentas nustato tik taršos leidimų kiekį, o kiek jų reikia šaliai, įvertinama pagal 1990 metais nustatytą šiltnamio dujų išmetimo kiekį, tačiau anglies dioksido emisijų kainą reguliuoja rinka.

2009 metų liepos mėnesį Lietuvoje įsigaliojo įstatymas, pagal kurį kiekvienas litas, pardavus ATL, turi būti investuotas į taršos mažinimą. Įmonės, parduodančios kitiems ATL ir už tai gaunančios lėšų, jas privalo įdėti į aplinkosaugos technologijas. Kartu su išmetamųjų teršalų kiekio ataskaitomis įmonės turi pateikti ir oficialius pranešimus apie lėšų panaudojimą investicijoms. Nesilaikant įstatymo skiriama 500–3000 litų bauda. 2010 metų biudžete Lietuvos Vyriausybė numatė gauti 160 mln. litų už parduotus apyvartinius taršos leidimus.

## 20.5. Vandens tarša

Užterštame vandenyje yra arba per mažai deguonies, arba per daug priemaišų, todėl jis beveik negali ar visiškai negali palaikyti gyvybės. Pagrindiniai vandens teršalai – nevalytos nuotekos, trąšos ir jų gamybos atliekos, naftos produktai, plovikliai ir pramonės atliekos (59 pav.).

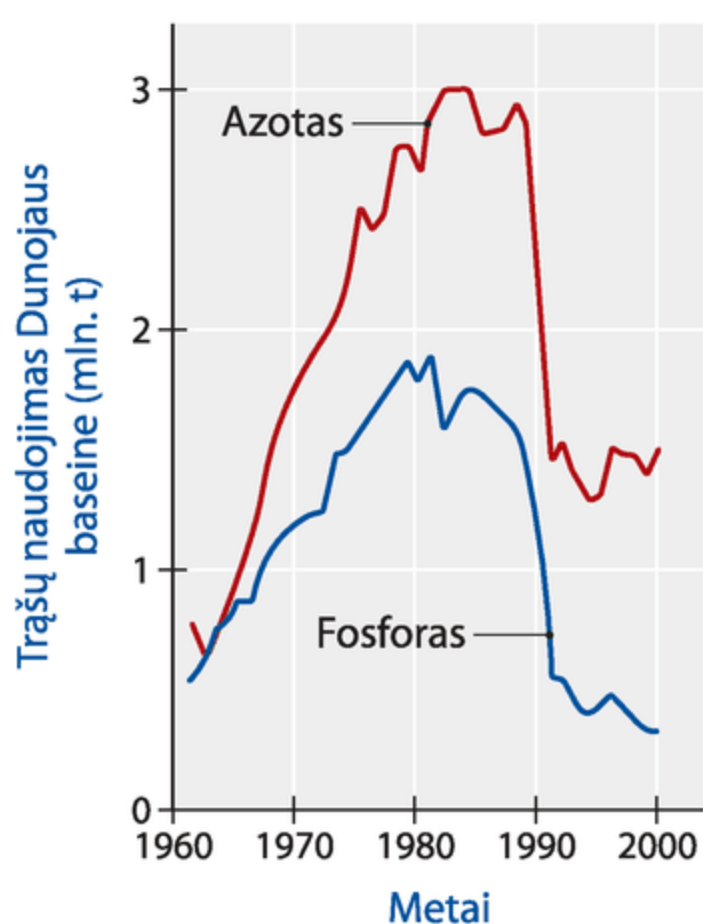


Dabar upėse ir ežeruose sparčiai mažėja žuvų. Kad nekenktume gamtai, privalome tiksliai laikytis agrochemijos reikalavimų.

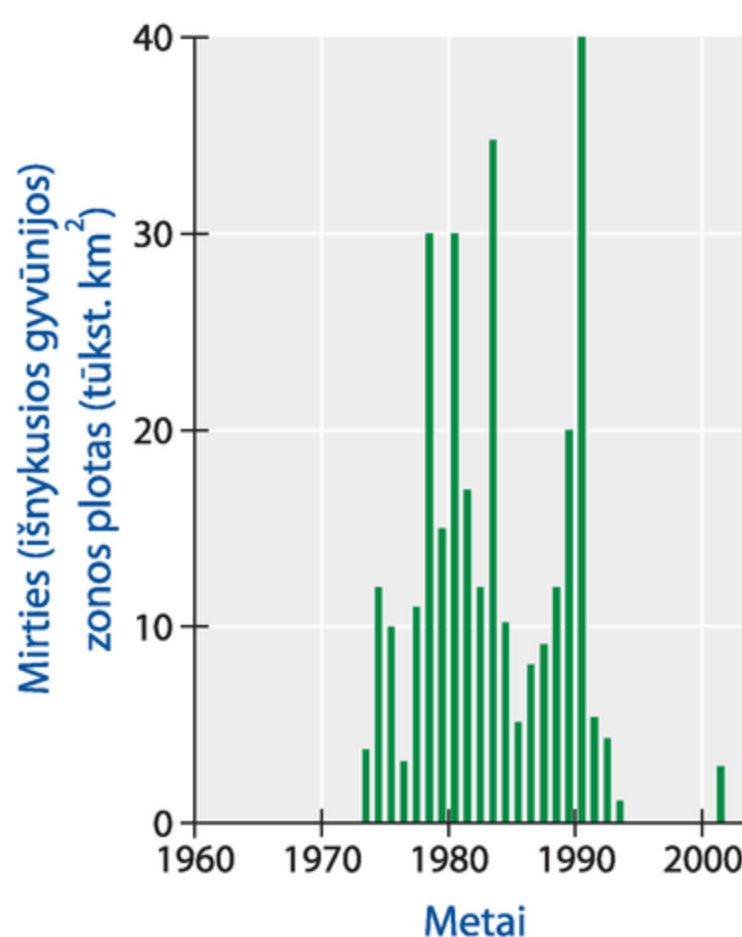
Lietus dažnai išplauna trąšas iš laukų į upes ir ežerus. Trąšose yra **nitratų** ir **fosfatų**, kurie ypač skatina bakterijų dauginimąsi ir vandens augalų augimą, žūsta vandens gyvūnija (60 pav.).



59 pav. Fosfogipso atliekos Kėdainių rajone



60 pav. Trąšų naudojimas ir vandens gyvūnijos išnykimas Kaspijos jūroje



Vandens ekosistemas labiausiai pažeidžia per didelis fosfatų kiekis, o sausumos ekosistemas – nitratų pagausėjimas. Šis procesas vadinamas **eutrofikacija**\* (61 pav.).

**\*Eutrofikacija** – ekosistemos kitimas, sukeltas cheminių maisto medžiagų (dažniausiai tirpių azoto ir fosforo junginių) pertekliaus.

Lietuvà, kaip Hèlsinkio konvencijos narė, yra įsipareigojusi 50 % sumažinti azoto ir fosforo nuotėkį į Báltijos jūrą. Pastarųjų metų upių vandens tyrimai rodo, kad ~55 % N ir ~15 % P yra žemės ūkio

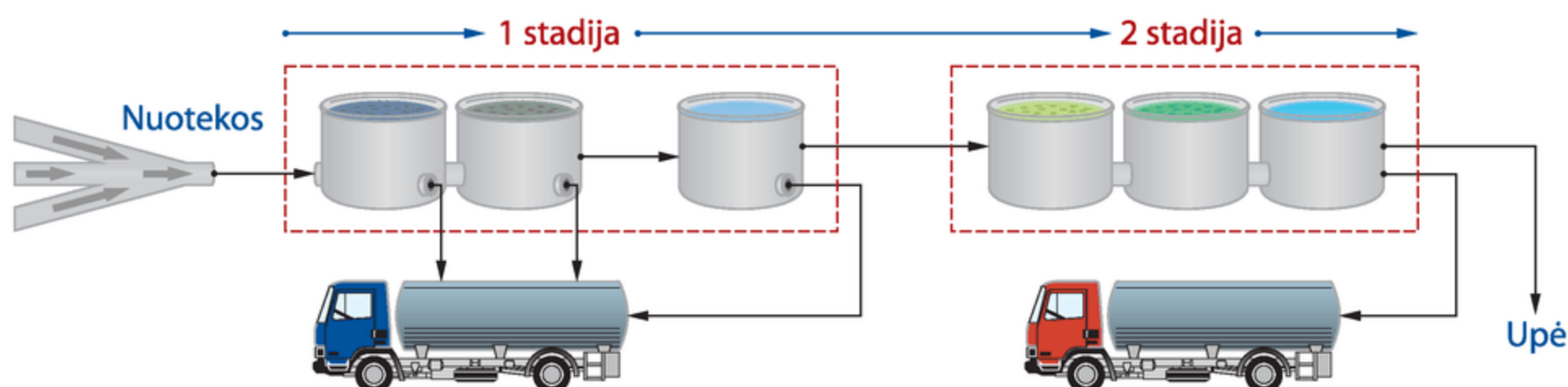


61 pav. Vandens žydėjimas – eutrofikacijos požymis



kilmės. Tyrimais nustatyta, jog 1000 kiaulių ferma per parą išskiria 15 kg azoto. Srutose (skystame mėšle) susikaupęs beveik visas azotas  $\text{NH}_4^+$  pavidalu virsta  $\text{NH}_3$ . Apie 40 % N išsiskiria kiaulių fermose, sрутų laikymo vietose ir patręšus dirvas mėšlu. Atmosferoje amoniakas virsta  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  ar  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$  mikrodalelėmis. Jos, patekusios į žmogaus kvėpavimo takus, sukelia astmą, chronišką bronchitą. Azoto emisija smarkiai sumažėja į sruatas dedant mineralo ceolito 6 % priedo. Jis 50 % sumažina N nuostolius.

Daugumoje Lietuvos miestų pastatytos arba statomos dviejų stadijų nuotekų valyklos. 1 stadija yra mechaninė (nusodinimas arba filtravimas), o 2 stadija – biologinė.



Susikaupusios nuosėdos išvežamos į sąvartynus. Maisto pramonės įmonių ir galvanoteknikos gamyklų nuotekoms valyti dar būtina trečia – cheminio valymo – stadija.

1999 metais Kaunė (Marvėlėje) pradėti naudoti vieni moderniausių mechaninio ir cheminio nuotekų valymo įrenginiai – Nėmuno užterštumas sumažėjo 70 %. 2008 metais baigti statyti biologinio nuotekų valymo įrenginiai. Juos pradėjus naudoti, Nėmuno ruože nuo Kaūno iki Kuřšių mărių vandens užterštumas sumažėjo 95 %, o išvalytas vanduo atitinka Europos Sąjungos reikalavimus.

Pramoninėmis atliekomis galima tręsti dirvas. Lietuvos mokslininkai ištyrė maisto pramonės mėsos atliekų (MA) ir nuotekų valymo dumblo (NVD) mišinius. Nustatyta, kad tręsti tinkamiausias yra MA ir NVD (1 : 3) mišinys. Jame daugiausia azoto ir fosforo (4,89 mg/kg ir 227,0 mg/kg). Nors sunkiųjų metalų koncentracijos irgi didžiausios, tačiau dumblu patręstame dirvožemyje jos buvo ne didesnės už didžiausią leistiną koncentraciją: chromo koncentracija siekė 1,05 mg/kg, cinko – 15,73 mg/kg, švino – 7,74 mg/kg, vario – 29,88 mg/kg ir nikelio – 11,05 mg/kg. MA ir NVD (1 : 3) mišinys labiausiai tinka rūgščioms dirvoms tręsti, nes jo pH 6,8. Mineralines trąšas keičiant organinėmis, papildomai gaunama naudos, nes sumažėja energijos sąnaudos trąšoms gaminti ir gabenti, mažiau teršiama aplinka ir gerėja dirvos savybės.

Chemiškai nevalytos galvanoteknikos įmonių nuotekos ir chemijos laboratorijų panaudoti reagentai (išskyrus halogenintus tirpiklius) surenkami ir sudeginami statybinių medžiagų pramonės įmonėse, pavyzdžiui, Palemūno keramikos įmonėje.



Naftos produktai vandens paviršiuje sudaro plėvelę, kuri nepraleidžia saulės šviesos. Be šviesos nustoja oksiduotis bakterijos, daugintis mažieji organizmai, žūsta gyvūnija. Gyvųjų organizmų žūtis pažeidžia mitybos grandinę.

Viena iš vandens taršos naftos produktais priežasčių yra tanklaivių avarijos, tačiau labiausiai jūras teršia tanklaivių ir naftos perdirbimo gamyklų **nuotekos**. Naftos produktai teršia paplūdimius, nuo jų žūsta paukščiai ir žuvys. Vandens paviršiuje susidariusi naftos plėvelė surenkama mechaninėmis priemonėmis, ardoma cheminiais junginiais arba mikroorganizmais, kurie minta naftą sudarančiais angliavandeniliais.

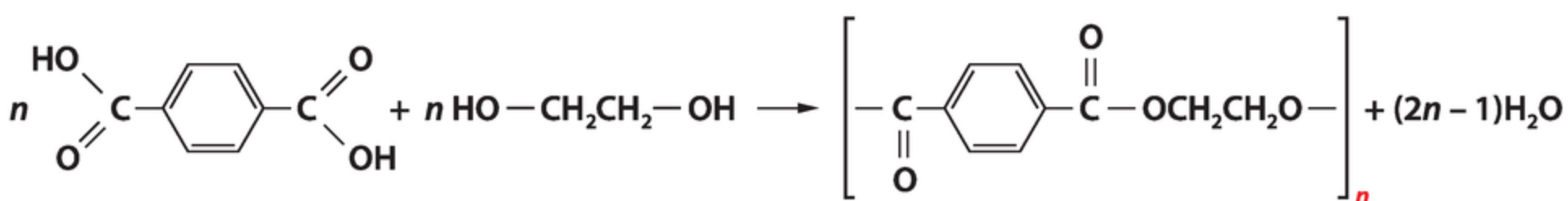
## 20.6. Dirvožemio tarša

Dauguma plastikų gaminami iš naftos gaunamų žaliavų. Juos sunku perdirbti antrą kartą. Plastikų negalima deginti, nes išsiskiria nuodingų dūmų. Natūraliai plastikai nesuyra, todėl jie vadinami **biologiškai neskylančiomis atliekomis**.

Dauguma biologiškai neskylančių šiukšlių (plastikai, popierius, padangos ir kt.) užkasama didžiulėse duobėse giliai žemėje – sąvartynuose. Sąvartynai ne tik užima didžiulius žemės plotus, bet ir kelia grėsmę: iš plastikų išsiskyręs metanas gali sukelti sprogią, jis didina šiltnamio efektą.

Dabar įvairūs skysčiai (gaivieji gėrimai, sultys, vanduo, aliejus ir kt.) išpilstomi į plastikinius butelius. Jie gaminami naudojant PET ir PC.

**PET** (polietilentereftalatas) – termoplastinis\* polimeras. PET gaunamas jungiantis etandiolio ir tereftalio rūgšties molekulėms, kurios toliau vykstant polikondensacijai susijungia į polimerines grandines.



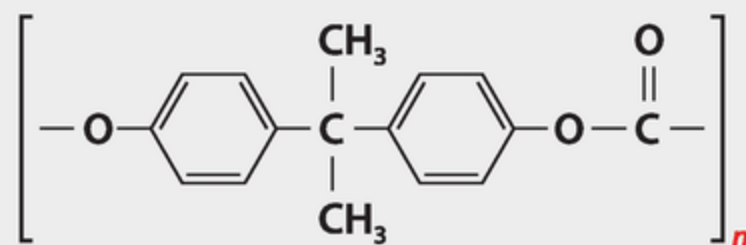
\*Prisiminkite 11 klasės kursą: **kūnų savybė įkaitus keisti formą ir atšaldžius išlaikyti ją vadinama termoplastiškumu**.

**Įdomu.** 2009 metų birželio mėnesį Leñtvaryje pradėjo veikti nauja PET taros perdirbimo gamykla „PET Recycling“. Anksčiau Lietuvos surinkėjai neturėdavo, kur dėti PET atliekų, išveždavo jas. Dabar Leñtvario įmonė perdaro PET ir atiduoda galutinai **perdirbti antrą kartą**. „PET Recycling“ žada kasmet perdirbti 8,5 tūkst. tonų aliekų. Kol kas Lietuvoje surenkama vos daugiau kaip dešimtadalis į rinką patenkančios PET taros. Iš viso Lietuvoje šiuo metu yra apie 70 tūkst. tonų plastiko atliekų.

Pagal [www.delfi.lt](http://www.delfi.lt), 2009 m. birželio 12 d.



Plastikų savybėmis pasižymi tik polikarbonatai (PC).



PC gaminami iš bisfenolio A (2,2-(4,4-dihidroksi-difenil-)propano arba BPA) ir anglies rūgšties darinių. BPA pigus, jį nesunku pagaminti fenolio ir acetono mišinį parūgštinus druskos ar sieros rūgštimi.

PET ir PC ne tik ilgam (400–500 metų) užteršia dirvožemį, bet ir kenkia žmonių sveikatai. Mokslininkai įrodė, kad iš PC pagaminti buteliai į skystį išskiria chemikalą BPA. Tyrimais nustatyta, jog BPA turi įtakos gyvūnų dauginimuisi, yra susijęs su žmonių širdies ir kraujagyslių ligomis bei diabetu. Harvardo medicinos mokykloje atlikus tyrimą paaiškėjo, kad vos kartą per savaitę geriant šaltuosius gėrimus iš polikarbonatinių butelių BPA lygis šlapime padidėja daugiau kaip dviem trečdaliais. Šildant tokius indus, pavyzdžiui, kūdikių buteliukus, BPA lygis smarkiai padidėja.

Siekdami mažinti aplinkos taršą Lietuvos prekybos tinklai „Iki“ ir „Maxima“ 2008 metais pradėjo platinti ekologinius maišelius iš **biologiškai skylančios** medžiagos. Jos pagrindą sudaro **kukurūzų krakmolas**. Šie maišeliai suyra per 1–2 metus. Polimerų žaliavomis prekiaujanti įmonė „Vailendas“ 2009 metais pateikė naują plastikinių maišelių irimą skatinantį priedą „Reverte“. Šis priedas padeda gamintojams užprogramuoti maišelio irimo laiką (nuo 2 iki 9 mėnesių). Pasibaigus tam laikui, maišelis pradeda irti. Mikroorganizmai jį visiškai suskaido į vandenį ir biomasę ir dirvožemyje nelieka jokių žalingų medžiagų. Irimo procesas trunka 2–3 metus.

**Svarbu!** Atliekas būtina rūšiuoti ir rinkti. Lietuvos savivaldybėms priklausančiose teritorijose šalia šiukšlinių paprastai stovi ir antrinių žaliavų konteineriai (62 pav.). Nuo kitų šiukšlinių jie skiriasi ryškiomis spalvomis – geltoni (plastikui), mėlyni (popieriui) ir žali (stiklui). Nors gerėja atliekų rūšiavimo sąlygos, bet antrinių žaliavų mūsų šalyje surenkama mažai. Per metus Lietuvoje susikaupia apie milijoną tonų komunalinių atliekų. Naujausiais duomenimis, vienam gyventojui tenka 401 kilogramas komunalinių atliekų. 85 % jų patenka į sąvartynus, kitos atliekos išrūšiuojamos ir perdirbamos.



62 pav. Antrinių žaliavų konteineriai



### Dirvožemio teršalai ir jų perdirbimo nauda

Teršalai	Taršos mažinimas	Sutaupytos energijos sąnaudos
Popierius suyra per 2 metus.	1 t popieriaus perdirbimas išsaugo 17 medžių, sutaupo 26 460 l vandens.	Perdirbus 1 t popieriaus, sutaupytos energijos pakaktų 6 mėnesius šildyti normalaus dydžio namą.
Stiklas suyra per 900 metų.	Perdirbant stiklą kietųjų atliekų susikaupia penkis kartus mažiau, vandens suvartojama du kartus mažiau.	Perdirbus vieną stiklinį butelį, sutaupytos energijos pakaktų 5 puodeliams arbatos užplikyti.
Plastikas suyra per 500 metų.	Plastikams gaminti suvartojama 8 % pasaulyje išgaunamos naftos.	Perdirbus vieną plastikinį butelį, sutaupytos energijos pakaktų 60 vatų elektros lemputei šviesti 6 valandas.
Metalas sudaro tik 3 % Lietuvos šiukšlių.		Perdirbus vieną aliumininę skardinę, sutaupytos energijos pakaktų 100 vatų elektros lemputei šviesti 20 valandų.

Rūšiuodami ir perdirbdami atliekas, saugome gamtos išteklius, taupome energiją ir nedidiname sąvartynų. **Kietosios atliekos** perdirbamos ir Lietuvoje (žr. p. 223). Leņtvorio įmonė ne tik perdirba PET atliekas (iki 5000 t/metus), bet ir pirmoji šalyje pradėjo gaminti žaliavą PET maisto tarai. Modernios technologijos linija perdirba didelius kiekius antrinės žaliavos – sąvartynus užkimšusius, pakeles ir miškus nusėjusius PET butelius. Naudoti plastikiniai vaisvandenių, alaus, mineralinio vandens buteliai išrūšiuojami pagal spalvas, plaunami, pjaustomi smulkiais dribsniais ir vėl plaunami. Tokie dribsniai yra beveik švarūs (99,98 proc.), dar kartą apdoroti, jie visiškai tinka PET maisto tarai gaminti.

**Naudotos padangos**, kaip alternatyvus cemento pramonės kuras, plačiai naudojamos visame pasaulyje: JAV, Japonijoje, Europoje, Australijoje. JAV per metus surenkama apie 6 mln. tonų padangų, pusė jų panaudojama kurui. Lietuvoje „Akmėnės cemento“ gamykla naudotas padangas pradėjo perdirbti 2006 metais. 2007 metais buvo perdirbta daugiau kaip 8 tūkst. tonų padangų.

Dirvožemyje susikaupusių sunkiųjų (As, Pb, Cu, Hg ir kt.) ir radioaktyviųjų (Ce, U ir kt.) metalų kiekį mažina įvairūs mikroorganizmai. Specialiai auginami metalus kaupiantys augalai. Sudeginus augalus, pelenai užkasami arba panaudojami kaip antrinė žaliava. Toks aplinkos valymas vadinamas **fitoremediacija** (graikiškai *phyton* – augalas, lotyniškai *remedium* – būdas, apsauga). Šis veiksmingas ir ekonomiškai naudingas valymo būdas pradėtas taikyti atradus augalus – sunkiųjų metalų akumulatorius. Jie **lapuose** sukaupia apie 5 % Ni, Zn, Cu (sausųjų medžiagų). Sunku paaiškinti, kodėl



taip vyksta. Gal sugerdami nuodingus metalus augalai ginasi nuo kenkėjų ir tampa atsparūs ligoms?

Fitoremediacija atrasta 20 amžiuje\*. Sunkiuosius metalus kaupia indiškiosios garstyčios (Cu, Ni, Pb), kukurūzai ir ambrozijos. Paprasti augalai nelabai pasisavina metalus, net kai jų koncentracijos didelės (sunkieji metalai dirvoje yra netirpių junginių pavidalo). Pb koncentracija augaluose yra ne didesnė kaip 50 mg/kg, o indiškiosios garstyčios sukaupia 200 mg/kg.

Lietuvoje buvo ištirta, kiek sunkiųjų metalų (Zn, Cu, Pb, Mn, Ni ir Cr) sukaupia sparčiai augantys gluosniai iš fermentuotų atliekų filtrato arba iš fitoremediacijos būdu valyto dirvožemio. Nustatyta, kad sunkieji metalai pagal sugertį išsidėsto taip: Pb > Cu > Cr > Zn > Ni.

*\*Idomu. 2004 metais automobilius gaminančio koncerno „Daimler Chrysler“ inžinieriai saulėgrąžomis ir garstyčiomis sėkmingai išvalė švinu užterštą gruntą buvusioje Detroito (JAV) automobilių gamyklos liejykloje. Švino koncentraciją pavyko sumažinti net 43 %. Taip išvalęs gruntą koncernas sutaupė apie milijoną dolerių – tiek būtų kainavę išvežti žemes į sąvartyną. Liejyklos gruntas buvo toks užterštas, kad reikėjo nukasti vieną metrą. Paskui gruntas buvo suverstas į didžiulius nelaidžius vandeniui konteinerius. 1998 metais juose pasėta saulėgrąžų ir garstyčių. Šių rūšių augalai „sugeria“ šviną iš dirvožemio ir kaupia lapuose. Ypač daug švino sukaupė saulėgrąžos, kurios per kelias savaites užaugo iki pusantro metro aukščio.*

*Detroito liejykloje sunkiaisiais metalais buvo užteršta apie 4500 m<sup>3</sup> arba 8 tūkstančiai tonų grunto. Išvalius augalais į sąvartyną tereikėjo išgabenti 4 tonas augalinės medžiagos ir 15 tonų žemių.*

*„Daimler Chrysler“ teigia, kad tokių konteinerių žemėje beveik neliko švino ir ją galima vėl naudoti.*

Vėliau nustatyta, jog metalus augalai geriau pasisavina, kai yra stimuliuojamųjų medžiagų (pavyzdžiui, etilendiamintetraacto rūgšties – trilono B). Tokie kompleksiniai junginiai padeda augalams kaupti metalus. Kai švino koncentracija dirvoje 1200 mg/kg, indiškiosios garstyčios sukaupia 1000 mg/kg Pb. Galima teigti, kad augalų šaknys į dirvą išskiria medžiagų, kurios padeda pasisavinti tirpias metalų kompleksines druskas. Žinoma, kad trūkstant geležies augalų šaknys į dirvą išskiria **fitosideroforų**, kurie geležies turinčius mineralus paverčia tirpiaisiais junginiais.

Radionuklidais užterštos dirvos valomos ir saulėgrąžomis. Bandymai atlikti urano sodrinimo gamykloje JAV ir vandens telkinyje netoli Černobylio atominės elektrinės (Ukrainoje). Urano koncentracija augaluose buvo 30 000 kartų didesnė negu dirvoje ir vandenyje, o Ce-137 ir Sr-90 – atitinkamai 8 ir 2000 kartų daugiau.



**Atsakykite į klausimus ir išspręskite uždavinius**

1. Pagal Kioto nutarimą Lietuvai nustatyta  $\text{SO}_2$  teršalų emisija turi būti ne didesnė kaip 110 600 t/metus. 2010 metais uždarius Ignalinos AE, energijai gaminti šiluminės elektrinės turės sudeginti 4 940 000 t mazuto, kurio sieringumas 2 % per metus. Apskaičiuokite, kokio dydžio piniginę baudą Lietuvą mokėtų, jei už 1 tonos viršnorminį sieros dioksido išmetimą numatyta 1800 Lt bauda.

2. Pagal aplinkosaugos reikalavimus smalkių kiekis automobilių išmetamosiose dujose (dirbant tuščiąja eiga) negali būti didesnis negu 3 % dujų tūrio. Ar atitinka variklio darbo režimas nurodytą normą, jei 1,2 l išmetamųjų dujų praleidžiama pro 18,5 ml 18 % ( $d = 1,197 \text{ g/ml}$ ) natrio šarmo tirpalą, kol visas natrio šarmas virsta natrio karbonatu?

3. Išsiveržus ugnikalniui, išsiskyrė 2000 m<sup>3</sup> (STP) dujų, kuriose yra 15 % divandenilio sulfido. Šios dujos visiškai ištirpo vandens telkinyje, kurio tūris  $5 \cdot 10^6 \text{ m}^3$ . Ar galima buityje vartoti šio telkinio vandenį, jei didžiausia leistina divandenilio sulfido koncentracija vandenyje yra 0,05 mg/l?

4. Kurio metalo yra vaisiuose ir daržovėse, auginamose šalia automobilių kelių?

A Mg      B Ca      C Pb      D Ni



# TYRIMŲ DUOMENŲ TIKSLUMAS, PAKLAIDOS IR REIKŠMINIAI SKAITMENYS

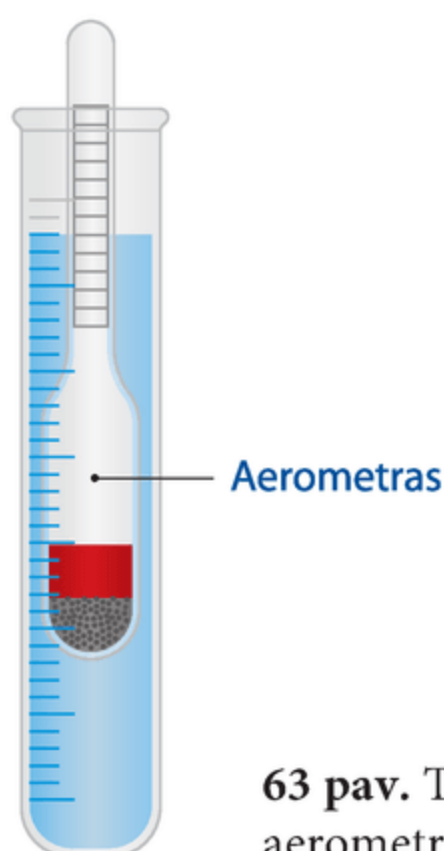
Sprendžiant chemijos uždavinius vartojami dydžiai, nurodyti uždavinio sąlygoje arba pateikti įvairiose lentelėse. Šie dydžiai skirstomi į **tiksluosius** ir **apytikslius**.

## **Tikslieji dydžiai:**

- objektų kiekiai (42 cukraus gabaliukai cukrinėje, 4 trikampės prizmės sienos ir t. t.);
- koeficientai ir laipsnio rodikliai (rutulio tūris  $V = 4/3R^3$ ,  $4/3$  ir  $3$  yra tikslūs skaičiai);
- indeksai ar sutartiniai dydžiai (metano formulėje  $\text{CH}_4$   $4$  yra tikslus vandenilio atomų skaičius).

Taigi tikslieji dydžiai nėra matavimų rezultatai, todėl jie rašomi be jokių paklaidų.

**Apytiksliai dydžiai** – kokių nors matavimų ar jų pagrindu atliktų skaičiavimų rezultatai. Pavyzdžiui, tirpalo, suvartojamo titravimui, tūrio nustatymas (48 pav.) ar tirpalų tankio nustatymas (63 pav.).



63 pav. Tirpalo tankio nustatymas aerometru

Išmatuotos ir tikrosios fizikinio dydžio vertės skirtumas yra vadinamas **matavimų paklaida**. Kadangi per bandymą matuojama kelis kartus, tai apskaičiuojama **vidutinė** matuojamo dydžio vertė. Pavyzdžiui, atlikti trys neutralizacijos matavimai: titravimui suvartota 5,5 ml, 5,2 ml ir 5,6 ml tirpalo. Taigi **vidutinė** dydžio vertė:

$$\frac{5,5 + 5,2 + 5,6}{3} = 5,43 \text{ ml.}$$

Matavimų rezultatas pateikiamas dviem reikšminiais skaitmenimis, todėl vidutinė dydžio vertė yra 5,4 ml.

Įprasta, kad paskutinis skaičius rašomas su mažiausiai vieno skaitmens paklaida.

### Uždavinio pavyzdys

Karbamido susidarymo reakcijos lygtis:



Kiek  $\text{m}^3 \text{NH}_3$  (STP) buvo sunaudota 1 t karbamido gauti, jei reakcijos išeiga 80 %?

### Sprendimas

I būdas	II būdas
<p>Apskaičiuojame teorinį karbamido kiekį:</p> $m_t = \frac{1 \text{ t}}{80 \%} \cdot 100 \% = 1,25 \text{ t.}$ <p>Iš reakcijos lygties apskaičiuojame amoniako tūrį:</p> $2 \text{ mol} \cdot 22,4 \text{ l/mol NH}_3 - 1 \text{ mol} \times$ $\times 60 \text{ g/mol (NH}_2)_2\text{CO};$ $x - 1\,250\,000 \text{ g};$ $x = 933333,31 \text{ l} = \mathbf{933,33 \text{ m}^3}.$	<p>Apskaičiuojame teorinį karbamido kiekį:</p> $m_t = \frac{1 \text{ t}}{80 \%} \cdot 100 \% = 1,25 \text{ t.}$ <p>Apskaičiuojame karbamido kiekį:</p> $n = \frac{1,25 \cdot 10^6 \text{ g}}{60 \text{ g/mol}} = 0,021 = 10^6 \text{ mol.}$ <p>Iš reakcijos lygties apskaičiuojame amoniako kiekį:</p> $n = 2 \cdot 0,021 \cdot 10^6 = 0,042 \cdot 10^6 \text{ mol} =$ $= 4,2 \cdot 10^4 \text{ mol.}$ <p>Apskaičiuojame amoniako tūrį:</p> $4,2 \cdot 10^4 \text{ mol} \cdot 22,4 \text{ l/mol} = 9,41 \cdot 10^5 \text{ l} =$ $= \mathbf{941 \text{ m}^3}.$

Sprendžiant II būdu buvo skaičiuojamas kiekis ir apvalinami moliai, todėl abu atsakymai skiriasi  $7,33 \text{ m}^3$  (***pastaba – atliekant technologinius skaičiavimus geriau vartoti ne kiekio, bet masės vienetus***). Atsakymai skirtusi mažiau, jeigu toliau skaičiuodami tarpinį rezultatą imtumėte ne suapvalintą, o tokį, kokį rodo skaičiuotuvas, arba vartotumėte daugiau reikšminių skaitmenų.

**Reikšminių skaitmenų** kiekis leidžia įvertinti matavimų ar skaičiavimų tikslumą.

- Visos „nenulinės“ vertės yra reikšminiai skaitmenys. Pavyzdžiui, skaičius 1234 turi keturis, o 2,32 – tris reikšminius skaitmenis.

- Nuliai, rašomi tarp skaičių 1...9, yra reikšminiai. Pavyzdžiui, skaičius 2,0012 turi penkis, o 1,02 – tris reikšminius skaitmenis.

- Į kairę nuo skaičių 1...9 rašomi nuliai nėra reikšminiai. Pavyzdžiui, du reikšminius skaitmenis turi skaičius 0,11 ir 0,000026.



- Į dešinę nuo skaičių 1...9 rašomi nuliai yra reikšminiai. Pavyzdžiui, 0,5500 turi keturis, 0,55 – du reikšminius skaitmenis.

Skaičiuojant apytiksliais skaičiais, galutinis rezultatas irgi yra apytikslis skaičius. Kad skaičiavimų rezultatai parodytų gautų dydžių tikslumą, reikia laikytis tam tikrų taisyklių.

1) Pirmiausia nustatoma, kurie skaičiai yra tikslūs, o kurie – apytiksliai.

2) Daugybės ir dalybos veiksmų atsakyme rašoma tiek reikšminių skaitmenų, kiek jų yra skaičiuje, kuris tokių skaitmenų turi mažiausiai. Pavyzdžiui, reikia apskaičiuoti 11-os Zn granulių, kurių vienos masė 0,15 g, bendrąją masę. Čia 11 yra tikslus, o 0,15 – apytikslis skaičius, turintis du reikšminius skaitmenis. Todėl  $0,15 \text{ g} \cdot 11 = 1,65 \text{ g} \approx \sim 1,7 \text{ g}$ . Atsakyme irgi turi būti du reikšminiai skaitmenys. Tarpinis atsakymas apvalinamas.

3) Sudėties ir atimties veiksmų atsakyme rašoma tiek skaitmenų po kablelio, kiek jų yra skaičiuje, kuris jų turi mažiausiai. Pavyzdžiui, reikia apskaičiuoti trijų Al gabalėlių, kurių masės 0,750, 0,655 ir 0,52 g, bendrąją masę:

$$m_b = 0,750 \text{ g} + 0,655 \text{ g} + 0,52 \text{ g} = 1,925 \text{ g} \approx \sim 1,93 \text{ g}.$$

Mažiausias skaičius 0,52, todėl bendroji masė apvalinama iki dviejų skaitmenų po kablelio tikslumu.

4) ***Tarpinius rezultatus atitinkantis skaičius visada turi vienu reikšminiu skaitmeniu daugiau negu netiksliausias skaičius. Galutiniam atsakyme šis skaičius turi būti apvalinamas.***

Sprendžiant chemijos uždavinius dažniausiai vartojami apytiksliai skaičiai: molinis tūris 22,4 l/mol; Avogadro konstanta  $6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ ; santykinės atominės ir molekulinės masės (paprastai apvalinamos iki 3 reikšminių skaitmenų), todėl atlikus matematinius veiksmus atsakyme irgi turėtų būti **tik 3 reikšminiai skaitmenys**.

Skaičių apvalinimo ( $\approx$ ) iki 3 reikšminių skaitmenų pavyzdys.

$$5,250 \approx \sim 5,25$$

$$5,251 \approx \sim 5,25$$

$$5,252 \approx \sim 5,25$$

$$5,253 \approx \sim 5,25$$

$$5,254 \approx \sim 5,25$$

$$5,255 \approx \sim 5,26$$

$$5,256 \approx \sim 5,26$$

$$5,257 \approx \sim 5,26$$

$$5,258 \approx \sim 5,26$$

$$5,259 \approx \sim 5,26$$

Dažnai skaičiuojant kiekio vienetais atliekama daug matematinių veiksmų ir daug kartų apvalinama.

**Uždavinio pavyzdys**

Tirpdant 9 g techninio aliuminio natrio šarme (jo yra perteklius), išsiskyrė 10,6 l dujų (STP). Apskaičiuokite techninio aliuminio grynumą procentais.

**Sprendimas**

I būdas	II būdas
$2\text{Al(k)} + 2\text{NaOH(k)} + 6\text{H}_2\text{O(s)} \rightarrow 2\text{Na[Al(OH)}_4\text{](aq)} + 3\text{H}_2\text{(d)}$ <p>Apskaičiuojame sureagavusio Al masę:  <math>2 \text{ mol} \cdot 27 \text{ g/mol Al} - 3 \text{ mol} \cdot 22,4 \text{ l/mol H}_2</math>;  <math>x \text{ g Al} - 10,6 \text{ l H}_2</math>;  <math>x = 8,52 \text{ g Al}</math>.  Taigi Al grynumas:  <math display="block">\omega = \frac{8,52 \text{ g}}{9 \text{ g}} \cdot 100 \% = 94,46 \%</math></p>	$2\text{Al(k)} + 2\text{NaOH(k)} + 6\text{H}_2\text{O(s)} \rightarrow 2\text{Na[Al(OH)}_4\text{](aq)} + 3\text{H}_2\text{(d)}$ <p>Apskaičiuojame išsiskyrusių vandenilio dujų kiekį:  <math display="block">n = \frac{10,61 \text{ g}}{22,4 \text{ l/mol}} = 0,47 \text{ mol}</math>.  Iš reakcijos lygties apskaičiuojame sureagavusio Al kiekį:  <math>2 \text{ mol Al} - 3 \text{ mol H}_2</math>;  <math>x \text{ mol Al} - 0,47 \text{ mol}</math>;  <math>x = 0,31 \text{ mol}</math> arba <math>8,37 \text{ g Al}</math>.  Taigi Al grynumas:  <math display="block">\omega = \frac{8,37 \text{ g}}{9 \text{ g}} \cdot 100 \% = 93,0 \%</math></p>

Palyginus abu atsakymus, matyti, kad Al grynumas skiriasi 1,46 **procentinio punkto**. Atsakymai skirtusi mažiau, jeigu, sprendami II būdu, toliau skaičiuodami tarpinį rezultatą imtumėte ne suapvalintą, o tokį, kokį rodo skaičiuotuvas, arba, nustatydami kiekio vienetų, vartotumėte 3 reikšminius skaitmenis. Tada gautumėte 0,473 mol H<sub>2</sub>, 0,315 mol Al (arba 8,505 g) ir 94,5 %.

Dažniau reikėtų taikyti proporcijų metodą, nes jis turi pranašumų:

- yra trumpesnis ir logiškesnis;
- mažiau reikia atlikti matematinių veiksmų, todėl mažesnė ir skaičiavimo klaidų tikimybė;
- sudaryti proporcijas jau mokytasi žemesnėse klasėse per matematikos pamokas;
- be to, skaičiuojant molinę masę būtina apskaičiuoti medžiagos kiekio dydžius, kurių nereikalauja uždavinio atsakymas.

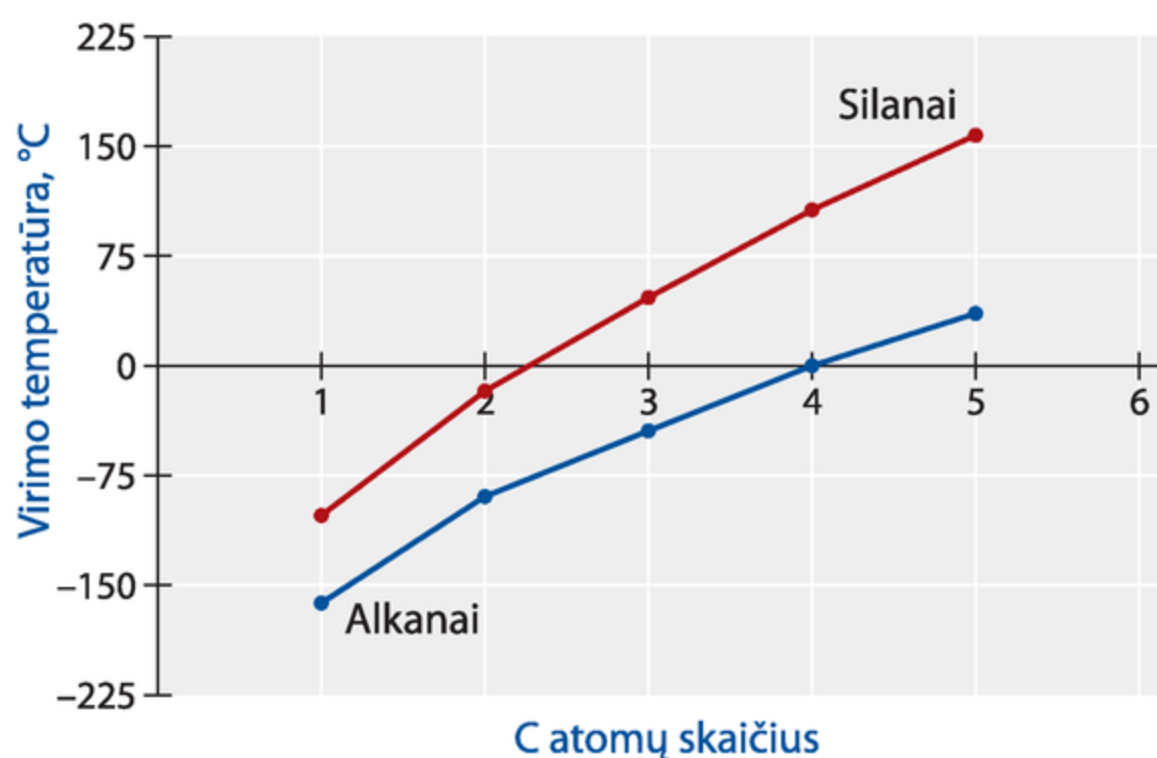
Todėl šiame vadovėlyje dažniausiai taikomas proporcijų metodas.



## Priedai

### PASIRENKITE EGZAMINUI: SPRENDIMO IR ĮSIVERTINIMO STRUKTŪRINĖS UŽDUOTYS

**1 užduotis.** IVA grupės elementai silicis ir anglis sudaro hidridus (silanus ir alkanus). Jų virimo temperatūros pateikiamos paveiksle.



**1.1.** Linijinės struktūros silanai ir alkanai pasižymi panašiomis savybėmis ir turi panašią bendrąją formulę. Parašykite bendrąją silanų formulę.

(1 taškas)

**1.2.** Paaiškinkite, kodėl silanų virimo temperatūros didesnės negu alkanų.

(1 taškas)

**1.3.** Remdamiesi grafiku, nurodykite, kiek daugiausia Si atomų yra silanuose, kurie standartinėmis sąlygomis dujos.

(1 taškas)

**1.4.** Apskaičiuokite Si oksidacijos laipsnį silane  $\text{SiH}_4$ .

(1 taškas)

**1.5.** Lentelėje nurodytas alkanų tankis. Remdamiesi lentelės duomenimis, apskaičiuokite  $\text{C}_{11}\text{H}_{24}$  apytikrį tankį.

(3 taškai)

	C atomų skaičius alkane						
	5	6	7	8	9	10	16
Tankis (g/ml)	0,626	0,659	0,681	0,703	0,718	0,730	0,770

1.6. Lentelėje nurodyta molinė alkanų degimo entalpija  $\Delta H$ .

Alkano pavadinimas	Molinė degimo entalpija $\Delta H^0$ (kJ/mol)
Metanas	–890
Etanas	–1560
Propanas	–2220
Butanas	–2877
Pentanas	–3520
Heksanas	–4195

Grafiškai pavaizduokite molinės degimo entalpijos priklausomybę nuo alkano anglies atomų skaičiaus ir apskaičiuokite apytikslę alkanų homologinio skirtumo molinės degimo entalpijos vertę.

(4 taškai)

1.7. Remdamiesi lentelėje nurodytomis alkanų degimo entalpijos vertėmis, padarykite išvadą.

(1 taškas)

1.8. Etanas – antroji pagal masę gamtinių dujų sudedamoji dalis. Apskaičiuokite šilumos, kuri išsiskirs sudeginus 10 litrų etano, kiekį.

(2 taškai)

1.9. Baikite pildyti lentelę.

(2 taškai)

Eilės numeris	Pavadinimas pagal IUPAC nomenklatūrą	Sutrumpinta struktūrinė formulė
1	Ciklobutanas	$\begin{array}{cc} \text{H}_2\text{C} - \text{CH}_2 \\   \quad   \\ \text{H}_2\text{C} - \text{CH}_2 \end{array}$
2	Heptanas	$\text{CH}_3 - (\text{CH}_2)_5 - \text{CH}_3$
3	2-butenas	?
4	Cikloheksanas	$\begin{array}{ccc} & \text{CH}_2 - \text{CH}_2 & \\ \text{H}_2\text{C} & \diagdown \quad \diagup & \text{CH}_2 \\ & \text{CH}_2 - \text{CH}_2 & \end{array}$
5	?	$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\   \\ \text{CH}_3 - \text{C} - \text{CH} - \text{CH}_3 \\   \quad   \\ \text{CH}_3 \text{CH}_3 \end{array}$



**1.10.** Iš lentelėje pateikiamų junginių išrinkite po vieną izomerų ir homologų porą.  
(2 taškai)

**2 užduotis.** Lentelėje nurodoma organinių junginių, turinčių nuo 1 iki 6 C atomų, virimo temperatūra.

C atomų skaičius	Alkanas $t_{\text{vir.}} (^{\circ}\text{C})$	Alkoholis $t_{\text{vir.}} (^{\circ}\text{C})$	Monokarboksirūgštis $t_{\text{vir.}} (^{\circ}\text{C})$
1	-161,5	64,2	100,8
2	-88,6	78,2	118,1
3	-42,1	97,4	141,1
4	-0,5	117,7	163,5
5	36,1	137,8	185,4
6	68,7	157,5	202–203

**2.1.** Remdamiesi lentelės duomenimis, nubraižykite grafiką, vaizduojantį alkoholių virimo temperatūros priklausomybę nuo C atomų skaičiaus.

(3 taškai)

**2.2.** Remdamiesi lentelėje nurodytomis virimo temperatūrų vertėmis, parašykite po vieną panašios santykinės molekulinės masės alkoholių ir karboksirūgščių virimo temperatūrų pavyzdį. Paaškindite, kodėl jos skiriasi.

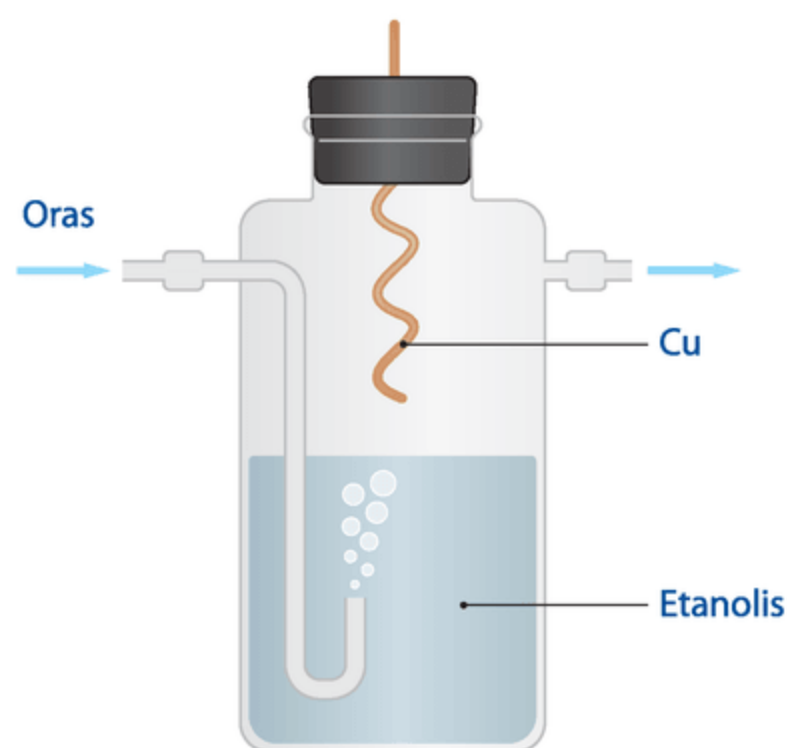
(5 taškai)

	Alkoholis	Monokarboksirūgštis
Cheminė formulė	(1 taškas)	(1 taškas)
$t_{\text{vir.}} (^{\circ}\text{C})$	(1 taškas)	(1 taškas)

**2.3.** Parašykite 1-butanolio grandinės izomero nesutrumpintą struktūrinę formulę.

(1 taškas)

**3 užduotis.** Laboratorijoje buvo atliekamas bandymas. Vandens vonioje etanolis pakaitintas iki 50 °C temperatūros ir supiltas į indą. Į jį buvo pučiamas oras. Paskui kamštis su įtvirtinta varine viela ištraukiamas. Spiritine lempute viela įkaitinama ir kamštis vėl įkišamas į prietaisą.



Vykstant reakcijai Cu viela įkaista, pradeda švytėti ir jaučiamas aštrus kvapas.



3.1. Paaiškinkite, kodėl etanolis buvo kaitinamas vandens vonioje, o ne tiesiogiai spirityne lempute.

(1 taškas)

3.2. Kurio tipo yra įvykusi reakcija?

(1 taškas)

3.3. Kodėl vykstant reakcijai Cu viela įkaito ir pradėjo ryškiai švytėti?

(1 taškas)

3.4. Parašykite gauto organinio junginio nesutrumpintą struktūrinę formulę.

(1 taškas)

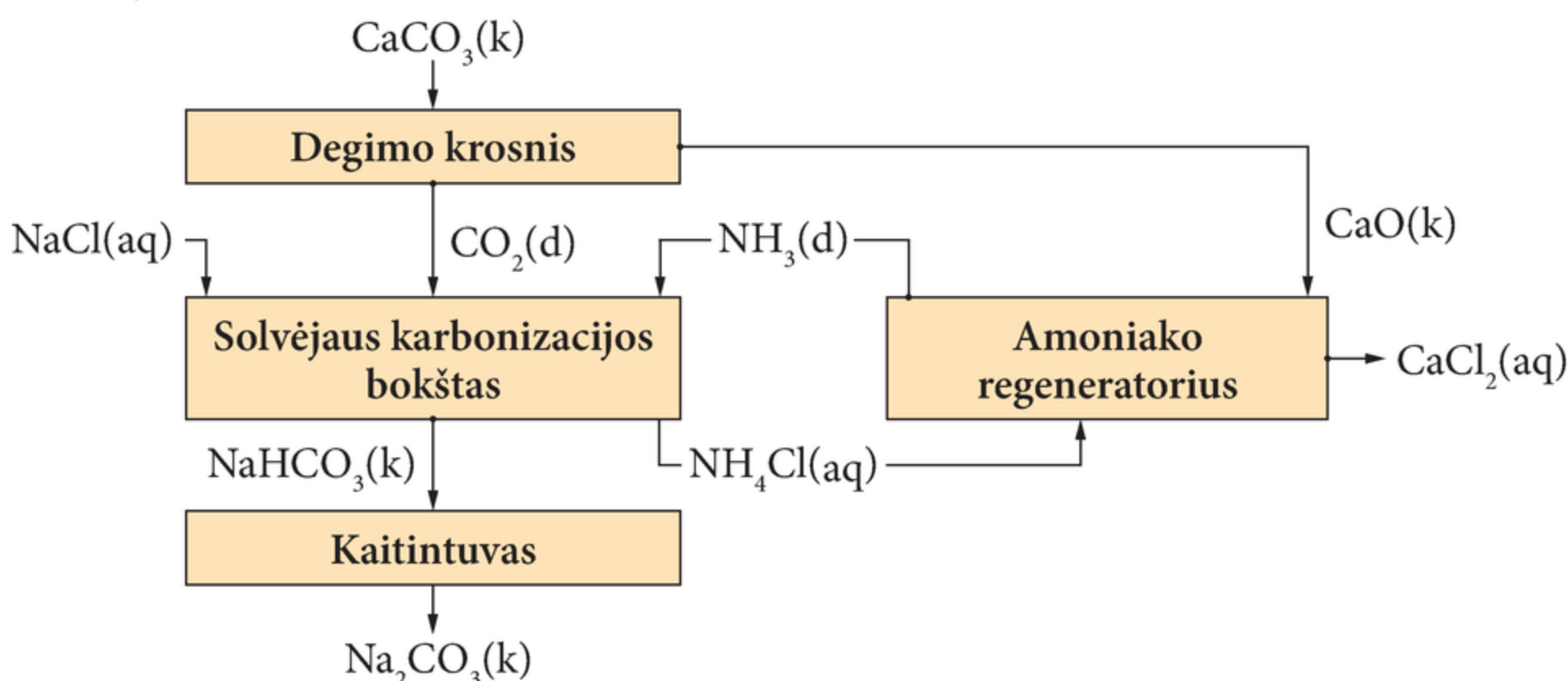
3.5. Perskaitykite fantastikos knygos ištrauką ir parašykite junginio, iš kurio gaunamas alkoholis, cheminę formulę.

(1 taškas)

„Ruda masė surydavo šakas, žoles ir lapus, laikomus didžiulėse cisternose, ir iš jų tekėdavo alkoholis.“

John Brosnan. *Padangių lordai*. Kaunas: Naujasis Eridanas, 2003, p. 77.

4 užduotis. Pramonėje soda ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ) gaminama Solvėjaus metodu pagal tokią schemą:



4.1. Pavadinkite medžiagą, kuri nepertraukiamai perdirbama Solvėjaus metodu.

(1 taškas)

4.2. Parašykite techninį pavadinimą kietosios medžiagos, kuri gaunama Solvėjaus karbonizacijos bokšte.

(1 taškas)



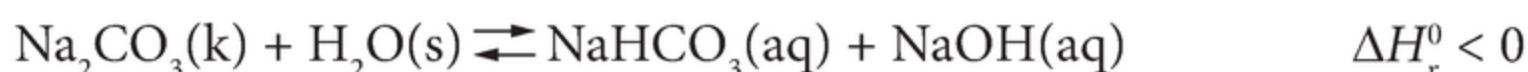
4.3. Parašykite vandens kietumo minkštinimo reakcijos, naudojant sodą, sutrumpintą lygtį ir agregatines medžiagų būsenas.

(2 taškai)

4.4. Parašykite dar vieną chemijos pramonės sritį, kur dideliais kiekiais naudojama soda.

(1 taškas)

4.5. Soda vandenyje hidrolizuoja:



Parašykite apytikslę reakcijos pH vertę.

(1 taškas)

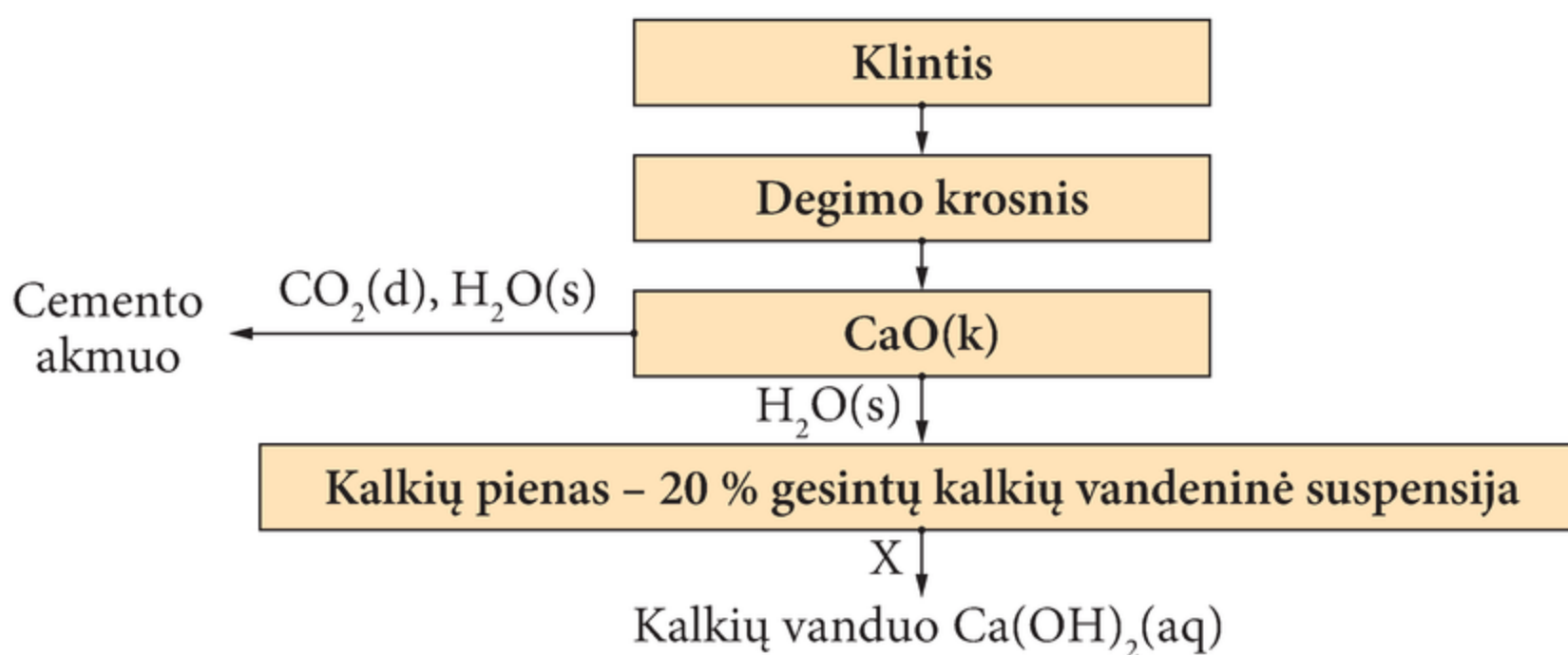
4.6. Parašykite du veiksnius, kurie paslinktą sodos hidrolizės reakcijos pusiausvyrą į dešinę.

(2 taškai)

4.7. Kepiniams šeimininkės vartoja sodą. Jos perteklių nugesina. Parašykite, kuri buityje vartojama maistinė medžiaga gali nugesinti sodą.

(1 taškas)

**5 užduotis.** Klintis  $\text{CaCO}_3(\text{k})$  plačiai naudojama statybinių medžiagų pramonėje.



5.1. Parašykite degimo krosnyje gauto produkto techninį pavadinimą.

(1 taškas)

5.2. Parašykite cemento akmens cheminę formulę.

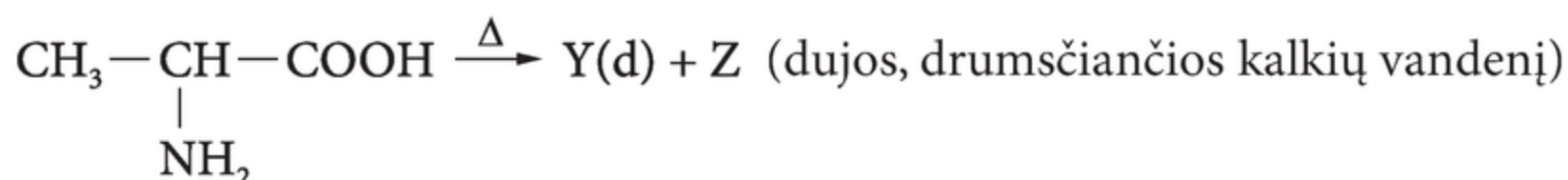
(1 taškas)

5.3. Parašykite išskirstymo proceso X pavadinimą.

(1 taškas)

5.4. Kalkių vanduo vartojamas dujoms atpažinti. Parašykite gaunamo junginio Z cheminę formulę ir Y junginio cheminį pavadinimą.

(2 taškai)



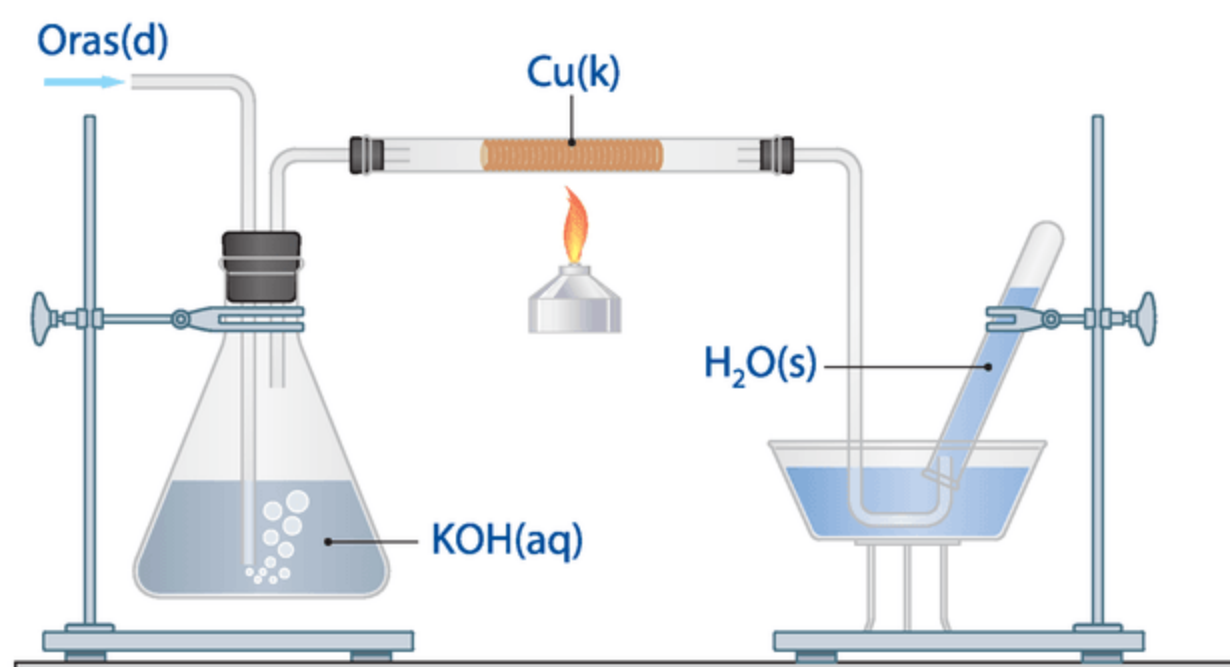
**5.5.** Remdamiesi lentelėje nurodytomis kalcio hidroksido tirpumo vertėmis, nubraižykite grafiką, vaizduojantį kalcio hidroksido tirpumo priklausomybę nuo temperatūros.

Tirpumas (g/100 g vandens)	0,176	0,170	0,160	0,155	0,148	0,137	0,114	0,092
Temperatūra (°C)	0	10	20	25	30	40	60	80

Apytiksliai nustatykite kalcio hidroksido tirpumą, kai temperatūra 50 °C.

(4 taškai)

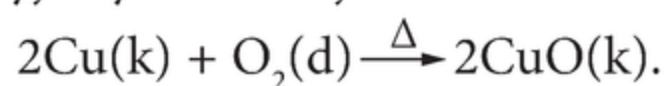
**6 užduotis.** Mokiniai laboratorijoje sumontavo indus ir prietaisus pagal pateikiamą schemą ir atliko bandymą.



**6.1.** Parašykite indo, kuriame yra KOH(aq), pavadinimą ir jame vykusios reakcijos lygtį. Išlyginkite ją.

(3 taškai)

**6.2.** Kaitinamame vamzdyje vyko reakcija:



Koks požymis rodo, kad varis virto vario(II) oksidu?

(1 taškas)

**6.3.** Koku būdu ir kurios dujos buvo surinktos mėgintuvėlyje?

(2 taškai)

**6.4.** Ore yra 0,92 % Ar. Kadangi  $t_{\text{vir.}}(\text{O}_2) = -183\text{ °C}$ , o  $t_{\text{vir.}}(\text{Ar}) = -186\text{ °C}$ , tai argonas ir deguonis suskystinus orą atskiriami distiliuojant. Apibūdinkite, kas yra distiliavimas.

(1 taškas)



## UŽDAVINIŲ ATSAKYMAI

### 1. ATOMO SANDARA

1.  $1,047 \cdot 10^{24}$ ; 3. 18; 4. P; 5. 10,804;  
7. a) natrio arba magnio sulfidai ar chloridai, pvz.,  $\text{Na}_2\text{S}$  ar  $\text{MgCl}_2$ ;  
b) kalio arba kalcio fluoridai ar oksidai, pvz.,  $\text{CaF}_2$  ar  $\text{K}_2\text{O}$ .

### 2. PERIODINĖ ELEMENTŲ SISTEMA, ELEMENTŲ IR JŲ JUNGINIŲ SAVYBIŲ KITIMAS

5.  $\text{SO}_3$ ; 11.  $\text{SiH}_4$  ir  $\text{SiO}_2$ ; 14. N; 15. Ar.

### 5. DUJOS, SKYSČIAI IR KIETOSIOS MEDŽIAGOS

1. 24,04 l; 2. 22,7 l; 3. 224 l; 4. 1728,40 ml; 5. 37,98 %; 6. 1626 g; 7. 200 ml; 8. 604,06 g; 9. 10,83 %.

### 6. CHEMINĖS REAKCIJOS IR JŲ KLASIFIKACIJA

5. 93,75 %.

### 7. PAGRINDINĖS NEORGANINIŲ JUNGINIŲ KLASĖS

7. 120 g  $\text{NaHSO}_4$ .

### 8. RŪDOS. METALURGIJA

1. 0,45 %; 2. 184 kg; 3. Ba – 16,44 kg; Al – 2,187 kg; 4. 168 m<sup>3</sup>.

### 10. METALŲ CHEMINĖS SAVYBĖS

1. 43,9 l; 2. Al 38,39 %; Zn 61,61 %; 3. 14,7%. 44,8 l; 4. Al – 22,04 %,  $\text{CuO}$  – 64,90 %,  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  – 13,06 %; 5. 19,67 g; 8.  $(\text{AlCl}_3)_2$ .

### 10.1. IA grupės metalai. 10.2. IIA grupės metalai. 10.3. Aliuminis. 10.4. Metalų lydiniai

3. Ca; 4. 238,5 g; 5. 27; 6. 500 g.

### 12. METALŲ KOROZIJA

4.  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ ; 6. 6,72 g.

### 13. VANDUO

1. 165,8 ml; 2. 8 mmol/l; 5. 2,24 l.

### 14. NEMETALAI

1. 2 kartus; 2. 12,3 %; 16 l; 3. 89,47 %; 4. 90,91 %; 5.  $\text{SO}_2\text{Cl}_2$ ; 6. 48 kg; 7. 90 %  $\text{O}_2$  ir 10 %  $\text{O}_3$ .

### 15. MINERALINĖS TRĄŠOS

1.  $\text{NaHCO}_3$ ; 2. 3,214 t  $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$ , 509,15 m<sup>3</sup>  $\text{CuSO}_4$ ; 3.  $\text{C}_3\text{H}_6\text{N}_6$ .

### 16. CHEMINĖ KINETIKA

1. padidės 27 kartus; 2. padidės 8 kartus; 3. padidinti 4 kartus; 5. 6 kartus; 7. 16 kartų

### 17. TERMOCHEMIJOS PAGRINDAI

2. negautų; 3. 60 kJ; 4. 0 g riebalų; 5.  $\Delta H_{\text{C}_2\text{H}_6}^0 = -84,67 \text{ kJ/mol}$ ; 6. 69,15 kJ.

### 18. CHEMINĖ PUSIAUSVYRA

- 1.1.  $9 \cdot 10^{-2}$ ; 4.  $K = 29,63 \text{ l}^2/\text{mol}^2$ ,  $[\text{N}_2]_{\text{prad.}} = 0,4 \text{ mol/l}$  ir  $[\text{H}_2]_{\text{prad.}} = 0,9 \text{ mol/l}$ ;  
6.  $K = 2 \text{ l/mol}$ ,  $[\text{HCl}]_{\text{prad.}} = 1,2 \text{ mol/l}$  ir  $[\text{O}_2]_{\text{prad.}} = 0,7 \text{ mol/l}$ .

### 19. ELEKTROLITŲ DISOCIACIJA AR JONIZACIJA

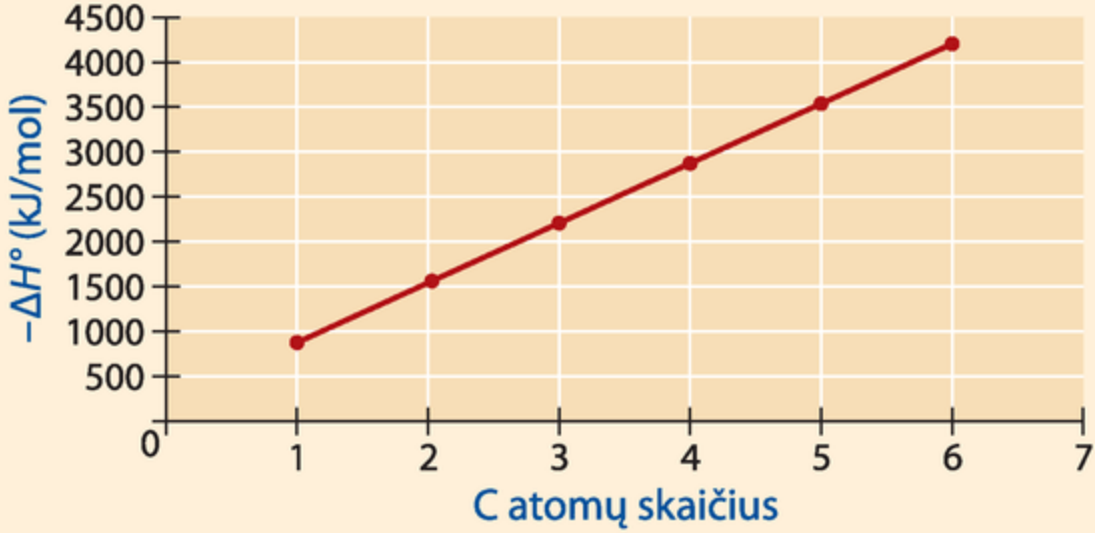
1. 0,6 mol/l; 2.  $\text{pH} < 7$ ; 4. 1 %; 6.  $\text{pH} = 3,38$ ; 7.  $\text{pH} = 11,95$ ; 8.  $\text{pH} = 12,64$ ; 12. 10 mol/l; 13.  $\alpha = 8,32 \%$ ,  $\alpha = 5,92 \%$ ,  $\alpha = 3,82 \%$ ,  $\alpha = 2,68 \%$  (koncentracijos atitinkamai 0,05 mol/l, 0,10 mol/l, 0,25 mol/l ir 0,50 mol/l).

### 20. CHEMIJA IR APLINKA

1. 156,6 mln. Lt; 2. 6,99 % – neatitinka; 3. 0,06 mg/l – negalima.

# STRUKTŪRINIŲ UŽDUOČIŲ VERTINIMAS

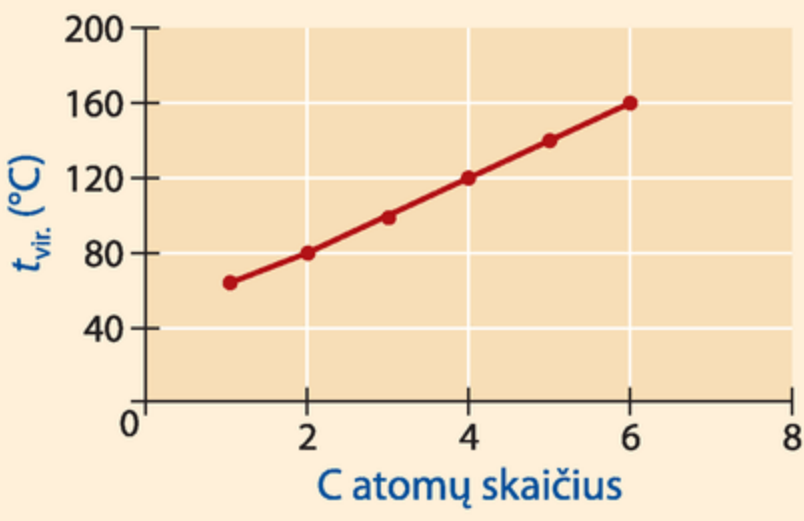
## 1 užduotis

Eil. nr.	Atsakymai	Taškai
1.1.	$\text{Si}_n\text{H}_{2n+2}$	1 taškas
1.2.	Todėl, kad silanų santykinė molekulinė masė didesnė.	1 taškas
1.3.	2	1 taškas
1.4.	+4 4+ arba 4	(1 taškas) (0 taškų) 1 taškas
1.5.	<p><b>Skaičiavimo sprendimo būdas</b>  Apskaičiuojamas <math>\text{C}_{16}</math> ir <math>\text{C}_{10}</math> tankių skirtumas:  <math>0,770 \text{ g/ml} - 0,730 \text{ g/ml} = 0,040 \text{ g/ml}</math>. (1 taškas)  Apskaičiuojamas vieno C atomo, esančio homologinėje eilėje <math>\text{C}_{10}</math>–<math>\text{C}_{16}</math>, tankis:  6 C atomai – 0,040 g/ml;  1 C atomas – <math>x</math> g/ml;  <math>x = 0,0066 = 0,007 \text{ g/ml}</math>. (1 taškas)  <math>\text{C}_{11}\text{H}_{24}</math> apytikris tankis:  <math>0,730 \text{ g/ml} + 0,007 \text{ g/ml} = 0,737 \text{ g/ml}</math>. (1 taškas)</p> <p><b>Galimas grafinis sprendimo būdas</b>  Tinkamai pasirinktos ir įvardytos ašys, pažymėti matavimo vienetai. (1 taškas)</p> <p>Ašyse sužymėtos padalos pasirinkus tinkamą mastelį, kai grafikas užima daugiau kaip pusę duoto ploto. (1 taškas)  Iš grafiko randamas <math>\text{C}_{11}\text{H}_{24}</math> apytikris tankis. (1 taškas)</p>	3 taškai
1.6.	<p>Tinkamai pasirinktos ir įvardytos ašys, pažymėti matavimo vienetai. (1 taškas)</p> <p>Ašyse sužymėtos padalos pasirinkus tinkamą mastelį, kai grafikas užima daugiau negu pusę duoto ploto. (1 taškas)</p> <p>Teisingai pažymėti taškai ir nubraižyta kreivė. (1 taškas)</p>  <p>Ordinačių ašis gali būti pažymėta ne <math>-\Delta H</math>, o <math>\Delta H</math> (eina žemyn nuo 0 vertės).  <math>-\text{CH}_2-</math> : <math>\Delta H \sim (-643 - -675) \text{ kJ/mol}</math>. (1 taškas)</p>	4 taškai



Eil. nr.	Atsakymai	Taškai
1.7.	Kuo daugiau C atomų turi alkanas (arba kuo didesnė molinė alkano masė), tuo daugiau energijos išsiskiria degant alkanams.	1 taškas
1.8.	<p>Apskaičiuojamas etano kiekis:</p> $n = \frac{V}{V_m} = \frac{101}{22,41/\text{mol}} = 0,446 \text{ mol.} \quad (1 \text{ taškas})$ <p>Apskaičiuojamas šilumos kiekis:</p> <p>1 mol etano – 1560 kJ;  0,446 mol – x kJ;  x = 695,76 kJ (arba 696 kJ). <span style="float: right;">(1 taškas)</span></p> <p>Vertinamas ir bet kuris kitas tinkamas sprendimo būdas.  Už netinkamą matavimo vienetų vartojimą mažinama 1 tašku.</p>	2 taškai
1.9.	$\text{CH}_3\text{—CH=CH—CH}_3$ <span style="float: right;">(1 taškas)</span> 2,2,3-trimetilbutanas <span style="float: right;">(1 taškas)</span>	2 taškai
1.10.	Izomerų pora 1 ir 3 arba 2 ir 5. <span style="float: right;">(1 taškas)</span> Homologų pora 1 ir 4. <span style="float: right;">(1 taškas)</span>	2 taškai

## 2 uždutis

2.1.	 <p>Tinkamai pasirinktos ir įvardytos ašys, pažymėti matavimo vienetai. <span style="float: right;">(1 taškas)</span></p> <p>Ašyse sužymėtos padalos pasirinkus tinkamą mastelį, kai grafikas užima daugiau negu pusę duoto ploto. <span style="float: right;">(1 taškas)</span></p> <p>Teisingai pažymėti taškai ir nubraižyta kreivė. <span style="float: right;">(1 taškas)</span></p>	3 taškai									
2.2.	<table border="1"> <thead> <tr> <th></th><th>Alkoholis</th><th>Monokarboksirūgštis</th></tr> </thead> <tbody> <tr> <td>Cheminė formulė</td><td> <math>\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}</math> <span style="float: right;">(1 taškas)</span>  Arba <math>\text{C}_3\text{H}_7\text{OH}</math>  Arba <math>\text{C}_4\text{H}_9\text{OH}</math>  Arba <math>\text{C}_5\text{H}_{11}\text{OH}</math>  Arba <math>\text{C}_6\text{H}_{13}\text{OH}</math> </td><td> <math>\text{HCOOH}</math> <span style="float: right;">(1 taškas)</span>  Arba <math>\text{CH}_3\text{COOH}</math>  Arba <math>\text{C}_2\text{H}_5\text{COOH}</math>  Arba <math>\text{C}_3\text{H}_7\text{COOH}</math>  Arba <math>\text{C}_4\text{H}_9\text{COOH}</math> </td></tr> <tr> <td><math>t_{\text{vir.}}</math> (°C)</td><td> 78,2 <span style="float: right;">(1 taškas)</span>  Arba 97,4  Arba 117,7  Arba 137,8  Arba 157,5 </td><td> 100,8 <span style="float: right;">(1 taškas)</span>  Arba 118,1  Arba 141,1  Arba 163,5  Arba 185,4 </td></tr> </tbody> </table> <p>Todėl, kad karboksirūgštyse vandenilinis ryšys stipresnis. <span style="float: right;">(1 taškas)</span></p>		Alkoholis	Monokarboksirūgštis	Cheminė formulė	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ <span style="float: right;">(1 taškas)</span> Arba $\text{C}_3\text{H}_7\text{OH}$ Arba $\text{C}_4\text{H}_9\text{OH}$ Arba $\text{C}_5\text{H}_{11}\text{OH}$ Arba $\text{C}_6\text{H}_{13}\text{OH}$	$\text{HCOOH}$ <span style="float: right;">(1 taškas)</span> Arba $\text{CH}_3\text{COOH}$ Arba $\text{C}_2\text{H}_5\text{COOH}$ Arba $\text{C}_3\text{H}_7\text{COOH}$ Arba $\text{C}_4\text{H}_9\text{COOH}$	$t_{\text{vir.}}$ (°C)	78,2 <span style="float: right;">(1 taškas)</span> Arba 97,4 Arba 117,7 Arba 137,8 Arba 157,5	100,8 <span style="float: right;">(1 taškas)</span> Arba 118,1 Arba 141,1 Arba 163,5 Arba 185,4	5 taškai
	Alkoholis	Monokarboksirūgštis									
Cheminė formulė	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ <span style="float: right;">(1 taškas)</span> Arba $\text{C}_3\text{H}_7\text{OH}$ Arba $\text{C}_4\text{H}_9\text{OH}$ Arba $\text{C}_5\text{H}_{11}\text{OH}$ Arba $\text{C}_6\text{H}_{13}\text{OH}$	$\text{HCOOH}$ <span style="float: right;">(1 taškas)</span> Arba $\text{CH}_3\text{COOH}$ Arba $\text{C}_2\text{H}_5\text{COOH}$ Arba $\text{C}_3\text{H}_7\text{COOH}$ Arba $\text{C}_4\text{H}_9\text{COOH}$									
$t_{\text{vir.}}$ (°C)	78,2 <span style="float: right;">(1 taškas)</span> Arba 97,4 Arba 117,7 Arba 137,8 Arba 157,5	100,8 <span style="float: right;">(1 taškas)</span> Arba 118,1 Arba 141,1 Arba 163,5 Arba 185,4									

2.3.	$  \begin{array}{ccccccc}  & & & \text{H} & & & \\  & & &   & & & \\  & \text{H} & \text{O} & \text{H} & \text{H} & & \\  &   &   &   &   & & \\  \text{H} & - \text{C} & - \text{C} & - \text{C} & - \text{C} & - \text{H} \\  &   &   &   &   & & \\  & \text{H} & \text{H} & \text{H} & \text{H} & &   \end{array}  $	1 taškas
------	--	----------

## 3 užduotis

3.1.	Todėl, kad etanolis yra lakus ir greit užsidegantis skystis. Arba Dėl saugaus darbo reikalavimų chemijos laboratorijoje.	1 taškas
3.2.	Oksidacijos, egzoterminė arba termocheminė reakcija.	1 taškas
3.3.	Todėl, kad vysta egzoterminė reakcija.	1 taškas
3.4.	<p>Jeigu parašyta tokia nesutrumpinta formulė</p> $  \begin{array}{c}  \text{H} \\    \\  \text{H} - \text{C} - \text{C} = \text{O} \\    \quad \quad \quad \backslash \\  \text{H} \quad \quad \quad \text{H}  \end{array}  $ <p>(1 taškas)</p> <p>Jeigu parašyta tokia sutrumpinta formulė</p> $  \begin{array}{c}  \text{O} \\     \\  \text{H}_3\text{C} - \text{C} \\  \backslash \\  \text{H}  \end{array}  $ <p>(0 taškų)</p>	1 taškas
3.5.	<p><math>[\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5]_n</math> (1 taškas)</p> <p>Jei parašė <math>(\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5)_n</math>, taškų skaičius nemažinamas.</p> <div style="display: flex; align-items: center; justify-content: center;"> <div style="text-align: center;"> <math display="block">  \left[ \begin{array}{c}  \text{CH}_2\text{OH} \\    \\  \text{H} \quad \text{O} \quad \text{O} \\    \quad \backslash \quad / \\  \text{H} \quad \text{OH} \quad \text{H} \\    \quad \quad   \\  \text{H} \quad \text{OH}  \end{array} \right]_n  </math> </div> <div style="margin: 0 20px;">arba</div> <div style="text-align: center;"> <math display="block">  \left[ \begin{array}{c}  \text{OH} \\  \backslash \\  \text{C}_6\text{H}_7\text{O}_2 - \text{OH} \\  / \\  \text{OH}  \end{array} \right]_n  </math> </div> <div style="margin-left: 20px;">, arba celiuliozė</div> </div> <p>(0 taškų)</p>	1 taškas

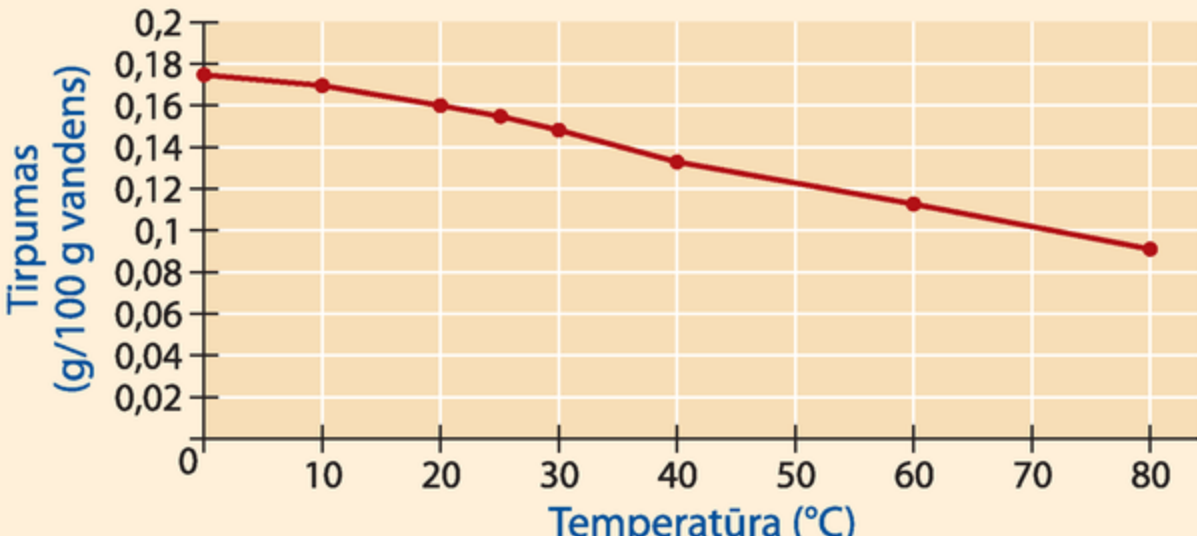
## 4 užduotis

4.1.	Amoniakas	1 taškas
4.2.	Geriamoji soda Soda	(1 taškas) (0 taškų) 1 taškas



Eil. nr.	Atsakymai	Taškai
4.3.	$\text{CO}_3^{2-}(\text{aq}) + \text{Ca}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow \text{CaCO}_3(\text{k})$ Arba $\text{CO}_3^{2-}(\text{aq}) + \text{Mg}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow \text{MgCO}_3(\text{k})$ (1 taškas) Teisingai parašytos agregatinės būsenos (1 taškas) Jeigu neteisingai nurodytos agregatinės būsenos, mažinama 1 tašku.	2 taškai
4.4.	Stiklo pramonėje arba muilo gamyboje. Arba bet kuris kitas teisingas atsakymas.	1 taškas
4.5.	pH > 7	1 taškas
4.6.	Didinti temperatūrą. (1 taškas) Arba Praskiesti tirpalą (didinti vandens koncentraciją). (1 taškas) Arba Mažinti NaOH arba $\text{NaHCO}_3$ koncentraciją. (1 taškas)	2 taškai
4.7.	Rūgštinės prigimties arba nurodyta konkreti medžiaga (actas, citrinų rūgštis, kefyras, rūgpienis).	1 taškas

## 5 užduotis

5.1.	Negesintos kalkės.	1 taškas
5.2.	$\text{CaCO}_3$	1 taškas
5.3.	Filtravimas.	1 taškas
5.4.	Z – $\text{CO}_2$ (1 taškas) Y – etanaminas, arba etilaminas. (1 taškas)	2 taškai
5.5.	Tinkamai pasirinktos ir įvardytos ašys, pažymėti matavimo vienetai. (1 taškas) Ašyse sužymėtos padalos pasirinkus tinkamą mastelį, kai grafikas užima daugiau negu pusę duoto ploto. (1 taškas) Teisingai pažymėti taškai ir nubraižyta kreivė. (1 taškas)  Kalcio hidroksido tirpumas esant 50 °C – 0,122–0,124 g/100 g vandens. (1 taškas)	4 taškai

## 6 užduotis

6.1.	<p>Apvaliadugnė kolba. (1 taškas)</p> $2\text{KOH}(\text{aq}) + \text{CO}_2(\text{d}) \rightarrow \text{K}_2\text{CO}_3(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{s})$ <p>(2 taškai)</p> <p>Jeigu parašyta <math>\text{KOH}(\text{aq}) + \text{CO}_2(\text{d}) \rightarrow \text{KHCO}_3(\text{aq})</math>, rašomas 1 taškas.</p> <p>Jeigu nenurodytos agregatinės būsenos, taškų skaičius nemažinamas.</p> <p>Jeigu parašytos agregatinės būsenos, bet neteisingai, mažinama 1 tašku.</p>	3 taškai
6.2.	Rusvai raudona (arba ruda) Cu spalva tapo tamsi (arba juoda).	1 taškas
6.3.	<p>Vandens išstūmimo būdas. (1 taškas)</p> <p>Azoto dujos. (1 taškas)</p>	2 taškai
6.4.	<p>Distiliavimas – skysčio vertimas garais ir garų kondensavimas.</p> <p>Arba</p> <p>Distiliavimas – lakiųjų skysčių išskirstymas į skirtingu lakumu pasižyminčias sudedamąsias dalis.</p>	1 taškas

## NEORGANINIŲ MEDŽIAGŲ KOKYBINĖS REAKCIJOS

Nustatomasis jonas	Reakcijos pavyzdys	Reakcijos rezultatas
$\text{H}^+$	Indikatoriai	Lakmusas paraudonuoja. Kitų indikatorių spalvas žr. p. 202.
$\text{Cu}^{2+}$	$\text{CuCl}_2(\text{aq}) + 2\text{NaOH}(\text{aq}) \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2(\text{k}) + 2\text{NaCl}(\text{aq})$ $\text{CuCl}_2(\text{aq}) + \text{H}_2\text{S}(\text{aq}) \rightarrow \text{CuS}(\text{k}) + 2\text{HCl}(\text{aq})$	Mėlynos spalvos nuosėdos. Juodos spalvos nuosėdos.
$\text{Fe}^{2+}$	$\text{FeCl}_2(\text{k}) + 2\text{NaOH}(\text{aq}) \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2(\text{k}) + 2\text{NaCl}(\text{aq})$ $3\text{FeCl}_2(\text{aq}) + 2\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6](\text{aq}) \rightarrow \text{Fe}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2(\text{k}) + 6\text{KCl}(\text{aq})$ $3\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 2[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}(\text{aq}) \rightarrow \text{Fe}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2(\text{k})$	Žalsvos spalvos, ore ruduojančios nuosėdos: $4\text{Fe}(\text{OH})_2(\text{k}) + \text{O}_2(\text{d}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{s}) \rightarrow 4\text{Fe}(\text{OH})_3(\text{k})$ <p>Jei tirpalai praskiesti, tai mėlynos spalvos nuosėdų nesusidaro, bet gaunami mėlynos spalvos tirpalai.</p>
$\text{Fe}^{3+}$	$\text{FeCl}_3(\text{aq}) + 3\text{NaOH}(\text{aq}) \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3(\text{k}) + 3\text{NaCl}(\text{aq})$ $4\text{FeCl}_3(\text{aq}) + 3\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6](\text{aq}) \rightarrow \text{Fe}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]_3(\text{k}) + 12\text{KCl}(\text{aq})$ $4\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + 3[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}(\text{aq}) \rightarrow \text{Fe}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]_3(\text{k})$	Rudos spalvos nuosėdos. <p>Jei tirpalai praskiesti, tai mėlynos spalvos nuosėdų nesusidaro, bet gaunami mėlynos spalvos tirpalai.</p>



Nustatomasis jonas	Reakcijos pavyzdys	Reakcijos rezultatas
$\text{Fe}^{3+}$	$\text{FeCl}_3(\text{aq}) + 3\text{KSCN}(\text{aq}) \rightarrow \text{Fe}(\text{SCN})_3(\text{aq}) + 3\text{KCl}(\text{aq})$	Kraujo spalvos tirpalas.
$\text{Al}^{3+}$	$\text{AlCl}_3(\text{aq}) + 3\text{NaOH}(\text{aq}) \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3(\text{k}) + 3\text{NaCl}(\text{aq})$	Baltos spalvos nuosėdos, tirpstančios šarmuose (šarmų perteklius): $\text{Al}(\text{OH})_3(\text{k}) + \text{NaOH}(\text{aq}) \rightarrow \text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4](\text{aq})$ .
$\text{NH}_4^+$	$\text{NH}_4\text{Cl}(\text{aq}) + \text{NaOH}(\text{aq}) \rightarrow \text{NH}_3(\text{d}) + \text{H}_2\text{O}(\text{s}) + \text{NaCl}(\text{aq})$	Amoniaکو kvapas; drėgnas raudonas lakmuso popierėlis tampa mėlynas: $\text{NH}_3(\text{d}) + \text{H}_2\text{O}(\text{s}) \rightarrow \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}(\text{s})$ .
$\text{Ba}^{2+}$	$\text{Ba}(\text{NO}_3)_2(\text{aq}) + \text{Na}_2\text{SO}_4(\text{aq}) \rightarrow \text{BaSO}_4(\text{k}) + 2\text{NaNO}_3(\text{aq})$	Baltos spalvos nuosėdos. Dažo liepsną gelsvai žalia spalva.
$\text{Ca}^{2+}$	$\text{CaCl}_2(\text{aq}) + \text{Na}_2\text{CO}_3(\text{aq}) \rightarrow \text{CaCO}_3(\text{k}) + 2\text{NaCl}(\text{aq})$	Baltos spalvos nuosėdos. Dažo liepsną plytos raudonumo spalva.
$\text{Na}^+$		Dažo liepsną geltona spalva.
$\text{K}^+$		Dažo liepsną violetine spalva.
$\text{Li}^+$		Dažo liepsną raudona spalva.
$\text{Zn}^{2+}$	$\text{ZnCl}_2(\text{aq}) + 2\text{NaOH}(\text{aq}) \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2(\text{k}) + 2\text{NaCl}(\text{aq})$	Baltos spalvos nuosėdos, tirpstančios šarmuose (šarmų perteklius): $\text{Zn}(\text{OH})_2(\text{k}) + 2\text{NaOH}(\text{aq}) \rightarrow \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4](\text{aq})$ .
$\text{Cl}^-$	$\text{NaCl}(\text{aq}) + \text{AgNO}_3(\text{aq}) \rightarrow \text{AgCl}(\text{k}) + \text{NaNO}_3(\text{aq})$	Baltos spalvos nuosėdos, gerai tirpstančios amoniakiniame vandenyje, kurio yra perteklius: $\text{AgCl}(\text{k}) + 2\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}(\text{s}) \rightarrow [\text{Ag}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}](\text{aq}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{s})$ .
$\text{Br}^-$	$\text{AgNO}_3(\text{aq}) + \text{KBr}(\text{aq}) \rightarrow \text{AgBr}(\text{k}) + \text{KNO}_3(\text{aq})$	Šviesiai gelsvos spalvos nuosėdos.
$\text{I}^-$	$\text{AgNO}_3(\text{aq}) + \text{KI}(\text{aq}) \rightarrow \text{AgI}(\text{k}) + \text{KNO}_3(\text{aq})$	Geltonos spalvos nuosėdos.
$\text{CH}_3\text{COO}^-$	$2\text{NaCH}_3\text{COO}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq}) \rightarrow 2\text{CH}_3\text{COOH}(\text{aq}) + \text{Na}_2\text{SO}_4(\text{aq})$	Silpnas acto rūgšties kvapas.

$\text{OH}^-$	Indikatoriai	Lakmusas mėlynuoja. Kitų indikatorių spalvas žr. p. 202.
$\text{NO}_3^-$	$8\text{FeSO}_4(\text{aq}) + 3\text{H}_2\text{SO}_4(\text{s}) + 2\text{HNO}_3(\text{aq}) \rightarrow 3\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3(\text{aq}) + 2\text{FeSO}_4\text{NO}(\text{k}) + 4\text{H}_2\text{O}(\text{s})$	Jeigu tiriamojo tirpalo laše yra nitratų, aplink $\text{FeSO}_4$ kristaliuką susidaro rudas $\text{FeSO}_4 \cdot \text{NO}$ junginio žiedas.
$\text{SO}_4^{2-}$	$\text{Ba}(\text{NO}_3)_2(\text{aq}) + \text{Na}_2\text{SO}_4(\text{aq}) \rightarrow \text{BaSO}_4(\text{k}) + 2\text{NaNO}_3(\text{aq})$	Baltos spalvos nuosėdos, kurios netirpsta druskos rūgštyje $\text{HCl}$ .
$\text{SO}_3^{2-}$	$\text{BaCl}_2(\text{aq}) + \text{Na}_2\text{SO}_3(\text{aq}) \rightarrow \text{BaSO}_3(\text{k}) + 2\text{NaCl}(\text{aq})$	Baltos spalvos nuosėdos, tirpstančios druskos rūgštyje $\text{HCl}$ .
$\text{S}^{2-}$	$\text{Na}_2\text{S}(\text{aq}) + \text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2(\text{aq}) \rightarrow \text{PbS}(\text{k}) + 2\text{NaCH}_3\text{COO}(\text{aq})$	Juodos spalvos nuosėdos.
$\text{CO}_3^{2-}$	$\text{K}_2\text{CO}_3(\text{aq}) + 2\text{HCl}(\text{aq}) \rightarrow 2\text{KCl}(\text{aq}) + \text{CO}_2(\text{d}) + \text{H}_2\text{O}(\text{s})$	Išsiskiria bekvapės dujos, drumsčiančios kalkių vandenį: $\text{CO}_2(\text{d}) + \text{Ca}(\text{OH})_2(\text{aq}) \rightarrow \text{CaCO}_3(\text{k}) + \text{H}_2\text{O}(\text{s})$ .
$\text{PO}_4^{3-}$	$\text{K}_3\text{PO}_4(\text{aq}) + 3\text{AgNO}_3(\text{aq}) \rightarrow 3\text{KNO}_3(\text{aq}) + \text{Ag}_3\text{PO}_4(\text{k})$	Geltonos spalvos nuosėdos.

## DUJŲ NUSTATYMAS

Dujos	Reakcijos pavyzdys	Reakcijos rezultatas
$\text{CO}_2$	$\text{CO}_2(\text{d}) + \text{Ca}(\text{OH})_2(\text{aq}) \rightarrow \text{CaCO}_3(\text{k}) + \text{H}_2\text{O}(\text{s})$	Bekvapės dujos, drumsčiančios kalkių vandenį. Iškrinta baltos spalvos nuosėdos.
$\text{H}_2$		Įkišus degančią skalelę į mėgintuvėlį su vandenilio dujomis, liepsna užsidega pliuptelėdama.
$\text{O}_2$	$2\text{H}_2\text{O}_2(\text{aq}) \xrightarrow{[\text{MnO}_2]} 2\text{H}_2\text{O}(\text{s}) + \text{O}_2(\text{d})$	Rusenanti skalelė užsidega.



## METALŲ AKTYVUMO EILĖ

<b>Li</b> -3,045	<b>Cs</b> -3,020	<b>Rb</b> -2,924	<b>K</b> -2,924	<b>Ba</b> -2,905	<b>Sr</b> -2,888	<b>Ca</b> -2,869	<b>Na</b> -2,714	<b>La</b> -2,522	<b>Mg</b> -2,363
<b>Cr</b> -0,744	<b>Fe</b> -0,440	<b>Cd</b> -0,403	<b>Co</b> -0,277	<b>Ni</b> -0,250	<b>Mo</b> -0,200	<b>Sn</b> -0,136	<b>Pb</b> -0,126	<b>H<sub>2</sub></b> -0,000	<b>Bi</b> +0,215


RŪGŠČIŲ, HIDROKSIDŲ IR DRUSKŲ TIRPUMAS VANDENYJE  
(kambario temperatūra)


JONAI	H <sup>+</sup>	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	K <sup>+</sup>	Na <sup>+</sup>	Ag <sup>+</sup>	Ca <sup>2+</sup>	Ba <sup>2+</sup>	Mg <sup>2+</sup>	Zn <sup>2+</sup>
OH <sup>-</sup>		t/NH <sub>3</sub>	t	t	n →	m	t	n	n
NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	t	t	t	t	t	t	t	t	t
F <sup>-</sup>	t	t	t	t	t	n	m	n	n
Cl <sup>-</sup>	t	t	t	t	n	t	t	t	t
Br <sup>-</sup>	t	t	t	t	n	t	t	t	t
I <sup>-</sup>	t	t	t	t	n	t	t	t	t
S <sup>2-</sup>	t ↑	t	t	t	n	r	t	r	n
CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	t ↑	t	t	t	m	n	n	m	n
SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	t	t	t	t	m	m	n	t	t
SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	t ↑	t	t	t	n	n	n	m	n
SiO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	n	r	t	t	n	n	n	n	n
PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	t	t	t	t	n	n	n	n	n
CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup>	t	t	t	t	m	t	t	t	t

<b>Sc</b> -2,077	<b>Be</b> -1,980	<b>U</b> -1,798	<b>Al</b> -1,663	<b>Ti</b> -1,630	<b>Mn</b> -1,180	<b>V</b> -1,175	<b>Te</b> -1,140	<b>Nb</b> -1,100	<b>Zn</b> -0,763
<b>Re</b> +0,300	<b>Cu</b> +0,345	<b>Ru</b> +0,450	<b>Ag</b> +0,789	<b>Hg</b> +0,799	<b>Os</b> +0,850	<b>Pd</b> +0,987	<b>Ir</b> +1,150	<b>Pt</b> +1,188	<b>Au</b> +1,682

<b>Cu<sup>2+</sup></b>	<b>Hg<sup>2+</sup></b>	<b>Fe<sup>2+</sup></b>	<b>Ni<sup>2+</sup></b>	<b>Pb<sup>2+</sup></b>	<b>Al<sup>3+</sup></b>	<b>Fe<sup>3+</sup></b>	<b>Cr<sup>3+</sup></b>
n	n →	n	n	n	n	n	m
t	t	t	t	t	t	t	t
n	t	t	t	n	m	n	m
t	t	t	t	m	t	t	t
t	m	t	t	m	t	t	t
—	n	t	t	n	t	—	t
n	n	n	n	n	r	r	r
n	n	n	n	n	r	r	n
t	r	t	t	m	t	t	t
n	n	n	n	n	r	r	r
n	n	n	n	n	n	n	n
n	n	n	n	n	n	n	n
t	t	t	t	t	t	n	t

- t – tirpus  
 m – mažai tirpus  
 n – netirpus  
 r – gaunant iš vandeninių tirpalų, hidrolizuojasi  
 — – tokio junginio nėra  
 → – hidroksidas skyla kambario temperatūroje  
 ↑ – skiriasi dujinė rūgštis ar dujinis jos skilimo produktas

 – hidratuoto jono ar nuosėdų spalva

 – kokybinė jono reakcija



## LITERATŪRA

- Balandis, A. *Cheminės technologijos inžinerinės neorganinės medžiagos*. Kaunas: Technologija, 2009. – 149 p.
- Chemijos terminų aiškinamasis žodynas* / K. Daukšas ir kt. 2-asis pataisytas ir papildytas leidimas. Vilnius: Mokslo ir enciklopedijų leidybos institutas, 2003. – 659 p.
- Janickis, V. *Deguonis, sierra, selenas, telūras ir polonis*. Kaunas: Technologija, 1994. – 149 p.
- Mizerski, W. *Chemijos lentelės*. Kaunas: Šviesa, 2002. – 55 p.
- Pavaras, A.; Žvinys, J. *Plienai*. Kaunas: Technologija, 1995. – 415 p.
- Raudonis, R. *Bendroji chemija*. Vadovėlis 12 klasei. 4-asis leidimas. Kaunas: Šviesa, 2001. – 174 p.
- Šulčius, A. *Ar moki chemiją*. Kaunas: Šviesa, 2003. – 156 p. (Egzaminui rengiuosi pats!)
- Šulčius, A. *Metallų korozija ir sauga*. 2-asis pataisytas ir papildytas leidimas. Kaunas: Technologija, 2006. – 298 p.
- Averill, B.; Eldredge, P. *Chemistry. Principles, patterns and applications*. Pearson Benjamin Cummings Publishers, 2006. – 1070 p.
- Бердонос, С. С.; Менделеева, Е. А. *Химия. Новейший справочник*. Москва: Махаон, 2006. – 368 с.
- Курдюмов, Г. М. *1234 вопросы по химии*. Москва: Мир, 2004. – 192 с.
- Рабинович, В. А.; Хавин, З. Я. *Краткий химический справочник*. Ленинград: Химия, 1991. – 432 с.
- Радецкий, А. М.; Горшкова, В. П.; Кругликова, Л. Н. *Дидактический материал по химии для 10–11 классов*. Москва: Просвещение, 1999. – 80 с.
- Фримантл, М. *Химия в действии*. Москва: Мир. Ч. 1, 1998. – 530 с. Ч. 2, 1998. – 626 с.

### Žurnalai

- Ekologija*, 2000–2009
- Energetika*, 2000–2009
- Journal of Chemical Education*, 2000–2009
- Scientific American*, 2007, Nr. 2
- Химия и жизнь*, 2000–2009

## ILIUSTRACIJŲ ŠALTINIAI

- P. 9 [www.shutterstock.com](http://www.shutterstock.com) ID: 4905316 © Valentyn Volkov
- P. 9 © Nathan Benn/CORBIS
- P. 16 [http://commons.wikimedia.org/wiki/File:Lothar\\_meyer.jpg](http://commons.wikimedia.org/wiki/File:Lothar_meyer.jpg)
- P. 26 [http://commons.wikimedia.org/wiki/File:John\\_Alexander\\_Reina\\_Newlands.jpg](http://commons.wikimedia.org/wiki/File:John_Alexander_Reina_Newlands.jpg)
- P. 27 [http://commons.wikimedia.org/wiki/File:Medeleeff\\_by\\_repin.jpg](http://commons.wikimedia.org/wiki/File:Medeleeff_by_repin.jpg) / Portreto autorius Илья́ Ефи́мович Ре́пин (1844–1930)
- P. 27 [www.shutterstock.com](http://www.shutterstock.com) ID: 45887383 © Petrov Stanislav Eduardovich
- P. 72 <http://commons.wikimedia.org/wiki/File:Kurnakov.jpg>
- P. 74 Mai-Linh Doan nuotr. / pagal GFDL and Creative Commons CC-BY-SA-2.5 licenciją / [http://en.wikipedia.org/wiki/File:Meissner\\_effect\\_p1390048.jpg](http://en.wikipedia.org/wiki/File:Meissner_effect_p1390048.jpg)

- P. 76 [www.shutterstock.com](http://www.shutterstock.com) ID: 42460480 © CROM
- P. 105 © ELTA / Dainius Labutis
- P. 126 [www.shutterstock.com](http://www.shutterstock.com) ID: 6749107 © Michael Mihin
- P. 126 [www.shutterstock.com](http://www.shutterstock.com) ID: 33947515 © Martin D. Vonka
- P. 126 [www.shutterstock.com](http://www.shutterstock.com) ID: 11866795 © magmarcz
- P. 126 [www.shutterstock.com](http://www.shutterstock.com) ID: 18944569 © Pavol Kmeto
- P. 126 [www.shutterstock.com](http://www.shutterstock.com) ID: 43680904 © upthebanner
- P. 126 [www.shutterstock.com](http://www.shutterstock.com) ID: 10902274 © Perry Correll
- P. 133 Александр Юрьевич Лебедев / Wikimedia Commons / <http://commons.wikimedia.org/wiki/File:Limescale-in-pipe.jpg>
- P. 138 [www.shutterstock.com](http://www.shutterstock.com) ID: 20186266 © qingqing
- P. 138 [www.shutterstock.com](http://www.shutterstock.com) ID: 25028266 © silver-john
- P. 138 [www.shutterstock.com](http://www.shutterstock.com) ID: 26939872 © Monkey Business Images
- P. 138 [www.shutterstock.com](http://www.shutterstock.com) ID: 17516527 © Ocean Image Photography
- P. 142 [www.shutterstock.com](http://www.shutterstock.com) ID: 46220905 © johnfoto18
- P. 144 [www.shutterstock.com](http://www.shutterstock.com) ID: 28252342 © creatOR76
- P. 144 [www.shutterstock.com](http://www.shutterstock.com) ID: 2744142 © Beth Van Trees
- P. 145 Daniel Schwen nuotr. / pagal CC-by-SA 2.5 Generic licenciją / [http://commons.wikimedia.org/wiki/File:Min\\_sulfur.jpg](http://commons.wikimedia.org/wiki/File:Min_sulfur.jpg)
- P. 155 [www.shutterstock.com](http://www.shutterstock.com) ID: 41596420 © ffolas
- P. 155 [www.shutterstock.com](http://www.shutterstock.com) ID: 597148 © alexal
- P. 160 © ELTA / Algirdas Sabaliauskas
- P. 161 © Kęstutis Vanagas / [www.fotobankas.lt](http://www.fotobankas.lt)
- P. 183 [www.shutterstock.com](http://www.shutterstock.com) ID: 29230126 © Vladimir Wrangel
- P. 183 [www.shutterstock.com](http://www.shutterstock.com) ID: 3537900 © Spauln
- P. 190 Roger-Viollet / TopFoto TopFoto.co.uk
- P. 194 TopFoto TopFoto.co.uk
- P. 202 [www.shutterstock.com](http://www.shutterstock.com) ID: 12053809 © Radu Razvan
- P. 202 [www.shutterstock.com](http://www.shutterstock.com) ID: 19771735 © Sabine Kappel
- P. 211 [www.shutterstock.com](http://www.shutterstock.com) ID: 22080412 © igorkosh
- P. 211 [www.shutterstock.com](http://www.shutterstock.com) ID: 17886562 © Baloncici
- P. 213 [www.shutterstock.com](http://www.shutterstock.com) ID: 14215375 © Andre Helbig
- P. 214 © NASA / <http://ozonewatch.gsfc.nasa.gov/daily.php?date=2000-10-05>
- P. 218 © NASA/Goddard Space Flight Center Scientific Visualization Studio The Next Generation Blue Marble data is courtesy of Reto Stockli (NASA/GSFC).
- P. 221 © Audrius Bagdonas / [www.fotobankas.lt](http://www.fotobankas.lt)
- P. 221 [www.shutterstock.com](http://www.shutterstock.com) ID: 2452078 © Lance Rider
- P. 224 © ELTA / Piotr Romančik

## VIRŠELIO NUOTRAUKŲ ŠALTINIAI

- [www.shutterstock.com](http://www.shutterstock.com) ID: 1103855 © mypokcik
- [www.shutterstock.com](http://www.shutterstock.com) ID: 24244381 © TableMountain
- [www.shutterstock.com](http://www.shutterstock.com) ID: 4442143 © wrangler
- [www.shutterstock.com](http://www.shutterstock.com) ID: 43469851 © Judy Kennamer
- [www.shutterstock.com](http://www.shutterstock.com) ID: 22823089 © sspopov



Apsilankyk [www.knyguklubas.lt](http://www.knyguklubas.lt)

- Rasi naujausių knygų
- Sužinosi, ką skaito tavo bendraamžiai
- Dalyvausi diskusijose



[www.sviesa.lt](http://www.sviesa.lt)